Experimentierkasten CHEMIE

Eine Einführung in die anorganische Chemie auf der Grundlage von Geräten der Halbmikro-Technik

VEB WERK FÜR TECHNISCHES GLAS ILMENAU

Anleitung zum Experimentierkasten Chemie

Eine Einführung in die anorganische Chemie
auf der Grundlage von Experimenten
mit Geräten der Halbmikro-Technik

Von
Prof. Dr. sc. Rudi K u h n e r t
Doz. Dr. sc. Wolf-Dieter L e g a l l
Martin-Luther-Universität Halle-Wittenberg

Hersteller:

VEB WERK FÜR
TECHNISCHES GLAS
ILMENAU

Für Kinder ab 13 Jahren

INHALTSVERZEICHNIS

		Seite
1.	Was gesagt werden muß: Zur Chemie gehören Wissen, Gedult, Ausdauer und Gewissenhaftigkeit	7
2.	Wir lernen unseren Experimentierkasten kennen	8
2.1.	Geräte und Chemikalien, mit denen wir arbeiten werden	8
2.2.	Zur Einrichtung des Arbeitsplatzes	11
2.3.	Typische Apparate	11
2.4.	Apparate aus Glasgeräten müssen gesichert sein	15
2.5.	Hinweise zum Einsatz des Spiritusbrenners	16
2.6.	Hinweise zur Bestimmung von Stoffmassen	17
3.	Wichtige Grundsätze der Laborarbeit	18
4.	Durchführung eines chemischen Experiments	22
5.	Wir untersuchen Stoffe nach ihren physikalischen und chemischen Eigenschaften - Trennverfahren	25
5.1.	Welche Eigenschaften haben Eisenpulver, Schwefelpulver und Kochsalz?	25
5.2.	Wir lernen Trennverfahren für verschiedene Stoffe kennen	27
5.3.	Alles, was wir bisher über Trennverfahren wissen	39
5.4.	Eigenschaften der Metalle	41
5.5.	Vorstoß in die Mikrowelt	41
6.	Die chemische Reaktion führt zu neuen Stoffen	49
6.1.	Chemische Reaktionen	49
6.2.	Vorstoß in die Welt der Moleküle	54
6.3.	Wir betrachten die chemische Reaktion weiter	57
6.4.	Eine wesentliche Erkenntnis	62

		Seite
7.	Luft als ein lebensnotwendiger und unerschöpflicher Rohstoff	62
7.1.	Entstehung von Feuer	63
7.2.	Möglichkeiten der Verhinderung von Bränden	72
7.3.	Wir analysieren die Luft	76
8.	Sauerstoff	77
8.1.	Darstellung von Sauerstoff, Eigenschaften	77
8.2.	Reaktionen von Sauerstoff mit anderen Elementen	87
8.3.	Redoxreaktion - mit der Oxydation erfolgt gleichzeitig die Reduktion	95
8.4.	Zur Berechnung von Massen chemischer Stoffe	104
9.	Wasser - Wasserstoff	107
10.	Säuren - nicht nur Produkte der Pflanzen und Tierwelt	124
11.	Basen	157
12.	Salze als Ionenkristalle	178
12.1.	Aufbau und Darstellung von Salzen	179
12.2.	Nachweis einiger Metalle in Salzen	192
12.3.	Nachweis einiger Säurerest-Ionen	195
12.4.	Wir beenden unseren Ausflug in die Chemie	197
13.	Ein abschließendes Wort	201

ZUM GELEIT

Als vierzehnjähriger Schüler habe ich mir in einem Kellergang auf einem ausgedienten Gartentisch ein kleines chemisches Laboratorium eingerichtet. Die notwendigsten Geräte, Flaschen und Chemikalien mußten vom kargen Taschengeld angeschafft werden, die meisten Gerätschaften wurden improvisiert zusammengebastelt, und die Aufbewahrungsgefäße für Flüssigkeiten und Feststoffe entsprachen selten den Normen eines Laboratoriums.

In diesem Laboratorium habe ich oft, lange und zumeist auch intensiv experimentiert. Die ausgeführten Experimente waren auf Grund sehr unterschiedlicher Versuchsbeschreibungen zu differenziert in ihrem Schwierigkeitsgrad, zum Teil zu gefährlich in ihrer Ausführung und oft auch zu kompliziert in ihrer Deutung. Sie haben sich aber für mich durch eine besondere Faszination ausgezeichnet und dadurch meinen Kenntnisschatz über die chemischen und z.T. auch physikalischen Eigenschaften vieler Stoffe des täglichen Lebens entscheidend geprägt und fundiert. Die Arbeit in und mit meinem chemischen Laboratorium gehört zu meinen schönsten Kindheitserinnerungen; hier haben Liebe und Begeisterung für die Chemie ihren Anfang genommen und sind ein ganzes Leben lang unvermindert erhalten geblieben.

Und deshalb begrüße ich das Bemühen der Verfasser und Produzenten vorbehaltlos, einen unseren heutigen Bedingungen in Wissenschaft, Technik und Gesellschaft entsprechenden EXPERIMENTIERKASTEN CHEMIE zu schaffen, der unseren Ansprüchen und Möglichkeiten optimal gerecht wird.

Diese Qualitätsmerkmale sind durch die Autoren, Herrn Professor Dr. sc. R. Kuhnert und Herrn Dozent Dr. sc. W.-D. Legall, und durch den Herstellerbetrieb, den VEB WERK FÜR TECHNISCHES GLAS ILMENAU, als Ergebnisse einer intensiven Gemeinschaftsarbeit erzielt worden. So kann ich diesem EXPERIMENTIERKASTEN CHEMIE viel Erfolg und einen schnellen und eindrucksvollen Weg in die Köpfe, Hände und Herzen unserer Schüler wünschen.

Prof. Dr. Dr. Hans Keune
Direktor der Sektion Chemie/Biologie
Pädagogische Hochschule
"Dr. Theodor Neubauer"
Erfurt/Mühlhausen

1 WAS GESAGT WERDEN MUSS:

ZUR CHEMIE GEHÖREN
WISSEN
GEDULD
AUSDAUER
GEWISSENHAFTIGKEIT

"Chemie betreibt man dann, wenn es knallt und stinkt", so antworten viele Schüler und Erwachsene und vielleicht auch Du, wenn gesagt werden soll, was Chemie ist.

Sicherlich gehören auch solche Experimente zur Chemie, bei denen Chemiker mit ausgeprägtem Fachwissen kräftige Gerüche erzeugen, Stoffe zur Explosion bringen. Alles sieht dabei so spielerisch leicht aus. Vorgeführte Tricks erscheinen als sehr einfach. Doch solltest Du nicht glauben, daß man Chemie auf Anhieb ohne Gefahren betreiben kann. Grundsätzlich gehört zur gefahrlosen Durchführung eines jeden chemischen Experiments Wissen zu den verwendeten Stoffen, den geeigneten Geräten, zu möglichen chemischen Reaktionen und Erscheinungen.

Wissen kannst Du Dir natürlich beim Lesen von Büchern aneignen.

Willst Du jedoch erfahren, welche Ursachen es für viele bekannte Chemiker gab, sich mit der Chemie auseinanderzusetzen und sie nie wieder loszulassen, dann mußt Du selbst Stoffe mit ihren Eigenschaften verändern, Stoffe zur Bestimmung anderer Stoffe und ihrer Eigenschaften verwenden, chemische Zaubereien als einfach zu erklärende Vorgänge erkennen - dann mußt Du selbst experimentieren!

Du bist glücklicher Besitzer von einem Experimentierkasten-Chemie und wirst selbst mit Hilfe der enthaltenen Chemikalien, Geräte und der für jedes Experiment gegebenen Anleitung in Deinem eigenen Laboratorium bald zu ersten Erfolgen gelangen. Doch nicht immer kommt der forschende Chemiker auf Anhieb zu den erwarteten Ergebnissen. Ähnlich wird es auch Dir ergehen. Häufig wird es erforderlich sein, einen Versuch bis zum gewünschten Ergebnis mehrmals durchzuführen. Zum Erreichen von Triumphen gehören beim Experimentieren Geduld und Ausdauer.

Der Experimentierkasten-Chemie soll Dir helfen, in die moderne Chemie einzudringen, zu erfahren, welche Reaktionen sich in den Dir vielleicht schon bekannten gewaltigen Apparaten unserer chemischen Betriebe und Kombinate abspielen.

Die enthaltenen Geräte entsprechen modernen Anforderungen an das Experimentieren, sie ermöglichen gefahrloses Arbeiten beim Einsatz geringer Chemikalienmengen und eine hohe Erfolgssicherheit.

Bald wirst Du erkennen, wie komplizierte Apparaturen so zu konstruieren sind, daß sie auch funktionieren. Viele Arbeitstechniken stimmen mit denen in chemischen Laboratorien überein, nur sind Deine Geräte viel kleiner, und so kannst Du weitaus gefahrloser arbeiten. Natürlich heißt das nicht, daß alle Experimente, die auszuführen sind, völlig harmlos sind! Du wirst zum Beispiel mit ätzenden Stoffen arbeiten, brennbare und explosive Gase herstellen, heftige Verbrennungserscheinungen

kennenlernen. Das gründliche Informieren in der Versuchsanleitung und das Arbeiten mit vorgegebenen Chemikalienmengen sind die Grundlage für Deine Erfolge beim Experimentieren.

Natürlich fehlen nicht solche Experimente, die es Dir als "eingeweihten Chemiker" ermöglichen, Freunden Tricks aus der Wunderwelt der Chemie vorzuführen.

Wichtig jedoch sollte es für Dich als "Hobby"-Chemiker sein, mit Hilfe der Experimente mehr über die Stoffe unserer Natur, über Arbeitstechniken im chemischen Labor, über Gesetzmäßigkeiten in der Chemie und ihre Bedeutung für unser Leben zu erfahren.

Vielleicht werden so auch die Erlebnisse in Deiner Laborecke ein Grund sein, eventuell einen Beruf zu wählen, der eng mit der Chemie verbunden ist.

2 WIR LERNEN UNSEREN EXPERIMENTIERKASTEN KENNEN

2.1. GERÄTE UND CHEMIKALIEN, MIT DENEN DU ARBEITEN WIRST

Am Anfang Deiner "Exkursion in die Welt der Chemie" wirst Du Dich mit den Geräten, Hilfsmitteln und Chemikalien, die Du im Experimentierkasten vorfindest, vertraut machen.

Überprüfe zuerst anhand der nachfolgenden Übersichten die Vollständigkeit Deines Kastens. Die meisten Geräte und Chemikalien kennst Du vielleicht vom Chemieunterricht her, so daß Dir die Kontrolle nicht schwer fallen wird.

Überprüfe dabei gleichzeitig alles auf mögliche Beschädigungen. Wenn der beiliegende Schlauch nicht ausreichen sollte, kannst Du weitere Stücke vom Gummihalbgebläse abschneiden.

Einige Dinge, die Du zum Experimentieren brauchst, sind im Kasten nicht enthalten.

So benötigst Du zusätzlich z.B. eine Batterie, Klingeldraht, Kochsalz. Diese Dinge sind meistens im Haushalt Deiner Eltern vorhanden.
Brennspiritus werden Dir Deine Eltern aus einer Drogerie beschaffen.

Beachte noch folgenden Hinweis: Im Handel kannst Du einen Ersatzteilkasten erwerben, in dem Chemikalien und einige Glasteile sowie diverse Einzelteile enthalten sind.

OBERE VERPACKUNGSLAGE

Lfd. Nr.	Einzelteil	Stück
1.	Glasrohr	1
2.	Kühlrohr	1
3.	Gaseinleitungsrohr	2
4.	Tropfpipette	2
5.	Reagenzgläser	6
6.	Reagenzgläser mit Seitenrohr	5
7.	Meßreagenzglas	2
8.	Gummihalbgebläse	1
9.	Rundfilterpapier	20
10.	Indikatorpapier (Unitest)	1
11.	Steckverschluß-flasche (große Leerflasche)	1
12.	Steckverschluß-flasche (kleine Leerflasche)	1

CHEMIKALIEN

1. Aktivkohle
2. Aluminiumgrieß
3. Ammoniumcarbonat
4. Ammoniumchlorid
5. Calciumoxid
6. Carbanid-Perhydrat
7. Eisenpulver
8. Eisen (II)-sulfat
9. Kaliumnitrat
10. Kaliumpermanganat
11. Kobalt (II)-chlorid

UNTERE VERPACKUNGSLAGE

Lfd. Nr.	Einzelteil	Stück
1.	Erlenmeyerkolben mit Seitenrohr	1
2.	Gasableitungsrohr	1
3.	U-Rohr mit 2 Seitenrohre	1
4.	Spatel	1
5.	Pneumatische Wanne	1
6.	Magnet	1
7.	Gummistopfen	5
8.	Gummistopfen mit Bohrung	1
9.	Gummischlauch	2
10.	Zwerglampe (Glühlampe mit Plastfassung)	1
11.	Stativfuß	1
12.	Klemmhalter, klein	2
13.	Klemmhalter, groß	1
14.	Doppelmuffe	2
15.	Stativstab	2
16.	Thermometer	1
17.	Schutzbrille	1
18.	Reagenzglashalter	1
19.	Trichter	1
20.	Reagenzglasbürste	1
21.	Spiritusbrenner	1
22.	Magnesiastäbchen	2
23.	Uhrglas	1
24.	Becherglas	1

12. Kupferpulver
13. Magnesiumpulver
    Magnesiumspäne
14. Natriumcarbonat
15. Natriumtetraborat
16. Natriumsulfat
17. Schwefelpulver
18. Weinsäure
19. Zinkstaub

CHEMIKALIEN

1. Natriumsilikat
2. Natronlauge 4 %ig
3. Propantriol (Glycerol)
4. Salzsäure 7,5%ig (2 Flaschen)
5. Schwefelsäure 7,5%ig

2.2. ZUR EINRICHTUNG DES ARBEITSPLATZES

Sicherlich möchtest Du nun gleich mit dem Experimentieren beginnen. Dazu benötigst Du aber einen geeigneten Arbeitsplatz, der es möglich macht, daß Du sicher und ungestört arbeiten kannst. Da häufig Wasser erforderlich ist, sollte sich die Wasserleitung in der Nähe dieses Arbeitsplatzes befinden.

Eine Holzplatte, eine alte Serviettenunterlage aus Plastwerkstoff oder ein Wachstuch können dazu beitragen, Deinen Arbeitsplatz zu schützen.

Beim Auspacken der Geräte und Chemikalien wirst Du feststellen, wie einfach und schnell Geräte und Chemikalien wieder in den Experimentierkasten zurückgeräumt werden können.

Sauberkeit und Ordnung sind eine wichtige Voraussetzung für unfallfreie und erfolgreiche Arbeit im chemischen Labor.

2.3. TYPISCHE APPARATE

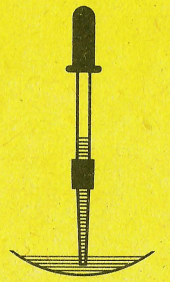
In vielen Experimenten werden die enthaltenen Geräte für den Zusammenbau von Apparaten verwendet, die häufig für folgende Arbeitstechniken eingesetzt werden:

- GASENTWICKLUNG
- CHEMISCHE UMSETZUNG VON GASEN
- AUFFANGEN UND MESSEN VON GASMENGEN.

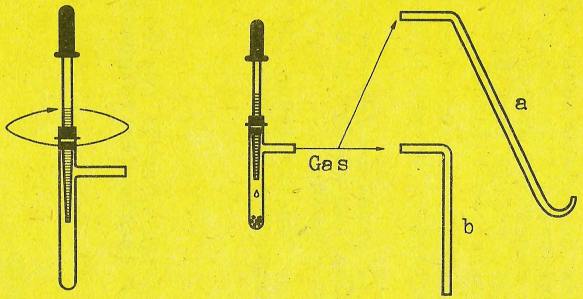
Beim Verbinden der einzelnen Apparate untereinander werden Schlauchstücke verwendet.

Verschiedene Apparate zur Gasentwicklung kommen zum Einsatz. Sehr häufig wirst Du mit dem Gasentwicklungsapparat arbeiten.

Das Schlauchstück wird über das Pipettenrohr gezogen.

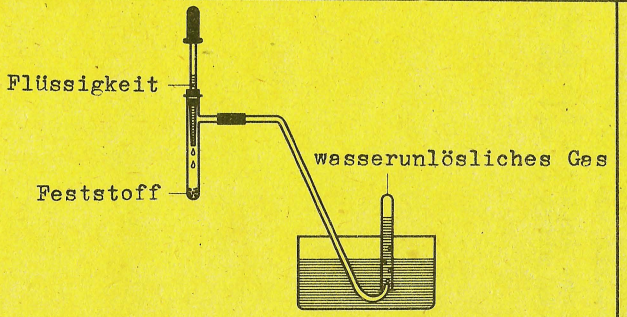


Das Uhrglas dient zur Aufnahme der Flüssigkeit in die Pipette. Das Schlauchstück muß trocken bleiben.

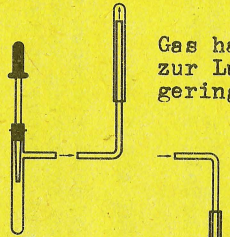


Die Tropfpipette wird mit Hilfe des Schlauchstückes gasdicht auf das Reagenzglas mit Seitenrohr gedreht

a-Gasableitungsrohr oder
b-Gaseinleitungsrohr



Der Gasentwicklungsapparat wird mit einem Apparat zum Gasauffangen (pneumatische Auffangvorrichtung) verbunden.



Gas hat im Vergleich zur Luft eine geringere Dichte

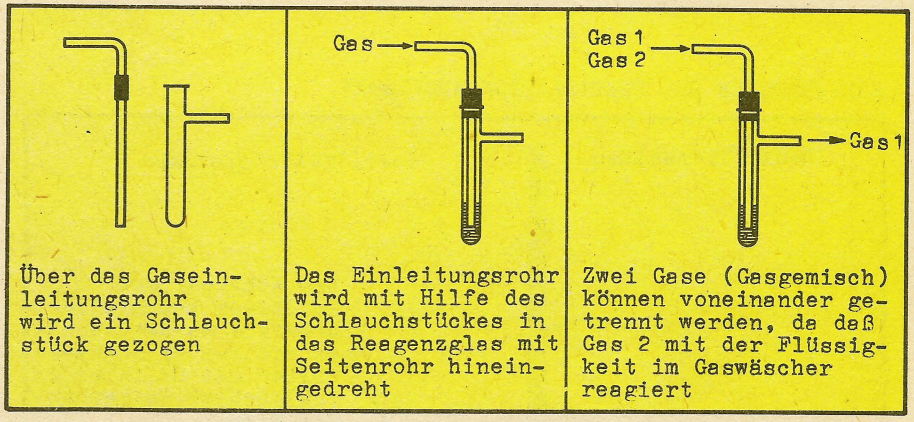
Gas hat im Vergleich zur Luft eine größere Dichte

Gase müssen vor allem dann, wenn sie im Wasser gut löslich sind, trocken aufgefangen werden.

Abb. 1 Gasentwicklungsapparat

Soll ein Gas mit einer Flüssigkeit reagieren, dann wird im Laboratorium häufig ein Gaswäscher eingesetzt. Das Gas wird sozusagen durch die Flüssigkeit geleitet und reagiert dabei chemisch mit dieser Flüssigkeit.

Zusammenbau des Gaswäschers und Einsatzbeispiele



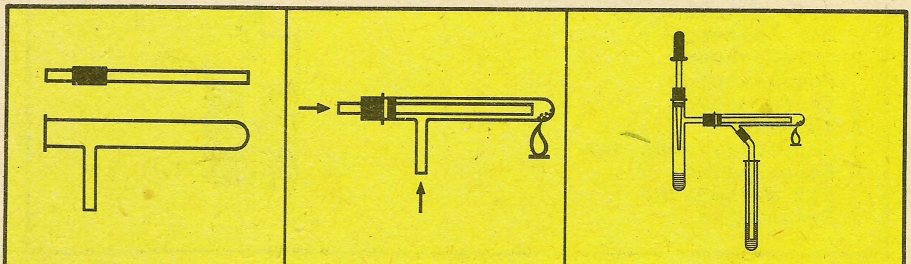
Über das Gaseinleitungsrohr wird ein Schlauchstück gezogen	Das Einleitungsrohr wird mit Hilfe des Schlauchstückes in das Reagenzglas mit Seitenrohr hineingedreht	Zwei Gase (Gasgemisch) können voneinander getrennt werden, da daß Gas 2 mit der Flüssigkeit im Gaswäscher reagiert

Abb. 2 Gaswäscher

In mehreren Experimenten erfolgt die chemische Umsetzung von Gasen mit Feststoffen bei Nutzung des Brenners.

Für diese Arbeitstechnik ist ein Apparat zu verwenden, in welchen das Gas eingeleitet und dann chemisch umgesetzt werden kann. Wir wollen diesen Apparat als Glührohr bezeichnen.

Zusammenbau des Glührohres und Einsatzbeispiel



Über das Glasrohr wird ein mit Wasser angefeuchtetes Schlauchstück gezogen	Das Schlauchstück am Glasrohr ermöglicht den gasdichten Verschluß des Reagenzglases mit Seitenrohr	Das Seitenrohr des Reagenzglases kann nach oben, zur Seite oder nach unten eingestellt werden

Abb. 3 Glührohr

In mehreren Fällen macht es sich erforderlich, gasförmige Stoffe durch Abkühlung in den flüssigen Aggregatzustand zu überführen. Der erforderliche Apparat setzt sich aus verschiedenen Geräten zusammen. Die fertige Apparatur bezeichnen wir als Destillationsapparat.

BESTANDTEILE DES DESTILLATIONSAPPARATES

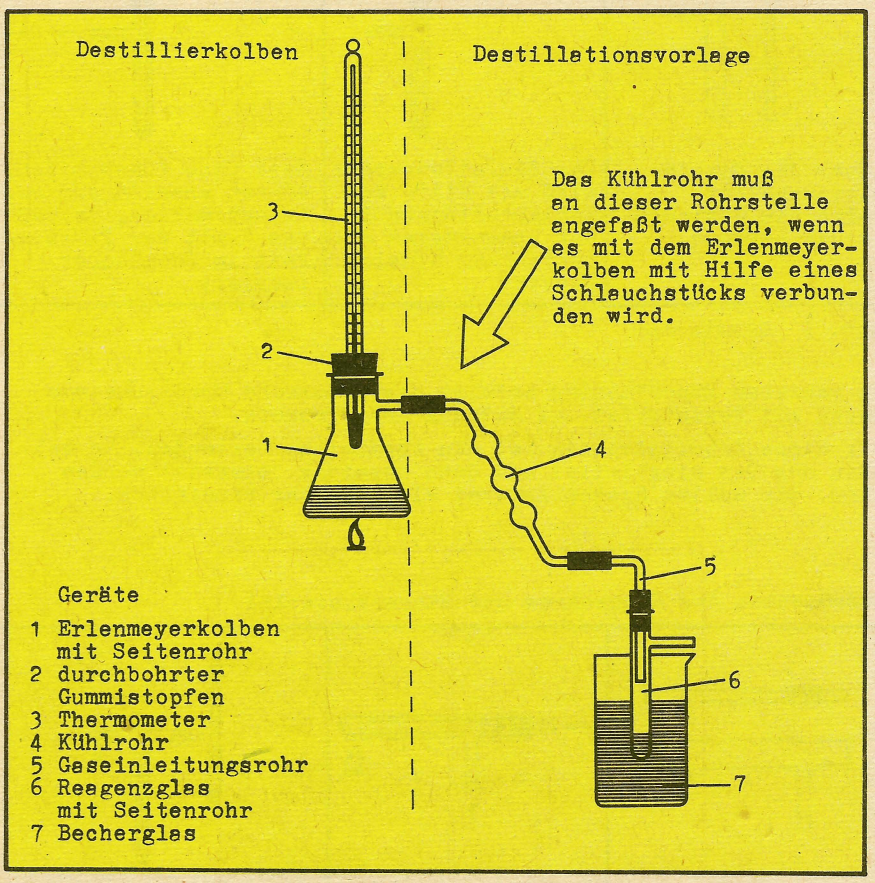


Abb. 4 Destillationsapparat

2.4. APPARATE AUS GLASGERÄTEN MÜSSEN GESICHERT WERDEN

Einige wichtige Geräte wurden vorgestellt. Nun ist es noch sehr wichtig, die Einzelteile kennenzulernen, mit deren Hilfe diese Apparate zu befestigen sind.

Der Stativstab wird durch die Führung des Stativfußes gesteckt. Dann erfolgt die Befestigung mit Hilfe der Zwischenscheibe und der Flügelmutter. Der Stativstab kann bei Lockerung der Flügelmutter innerhalb der Führung des Stativfußes unterschiedlich eingestellt werden.

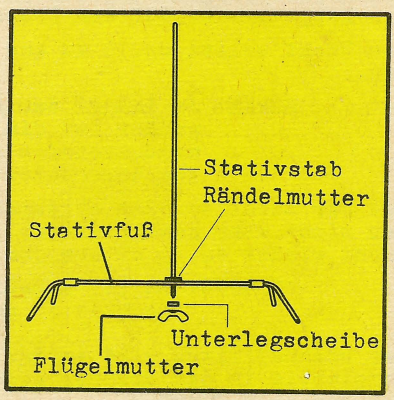


Abb. 5 Stativ

Die Doppelmuffe wird am Stativstab angebracht und mit Hilfe einer Rändelschraube befestigt. Nun ist das Stativ fast hergerichtet. Lediglich der erforderliche Klemmhalter ist noch an der Doppelmuffe so anzubringen, daß Apparate und Geräte wie z.B. der Gasentwickler oder der Destillierkolben fest gehaltert werden.

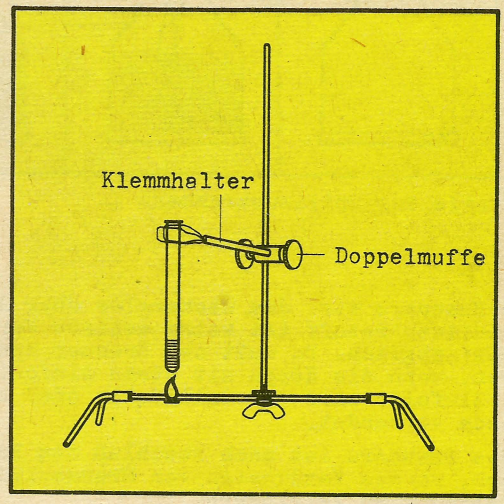


Abb. 6 Aufbau des Stativs mit einem Stativstab

2.5. HINWEISE ZUM EINSATZ DES SPIRITUSBRENNERS

Zum Erhitzen von Stoffen wird ein Brenner eingesetzt, der vorher zusammenzubauen und mit Brennspiritus zu füllen ist. Hierzu wird die Kappe mit dem Docht vom Brenner abgenommen. Der Brenner selbst wird bis zum Ende des zylindrischen Teils mit Brennspiritus gefüllt, den man in der Drogerie erhält. Nun ist die Kappe wieder auf den Brenner zu stecken.

Der Docht sollte ca. 5 mm aus dem Dochtführungsrohr herausragen.

MERKE: Je länger der Docht herausgezogen wird, desto größer ist die Flamme. Je weniger der Docht herausgezogen wird, desto weniger Brennspiritus verdunstet.

Ist der Docht so weit abgebrannt, daß ein einwandfreies Brennen nicht mehr gewährleistet ist, ist z.B. mit einer Zange der Docht wieder ca. 5 mm aus dem Führungsrohr zu ziehen.

ACHTUNG: Es ist unbedingt auf einen festen Sitz des Dochtes zu achten!

Der Brennspiritus wird in das Becherglas gefüllt und von dort vorsichtig in den Brenner geschüttet.
Beachte dazu Punkt 3.

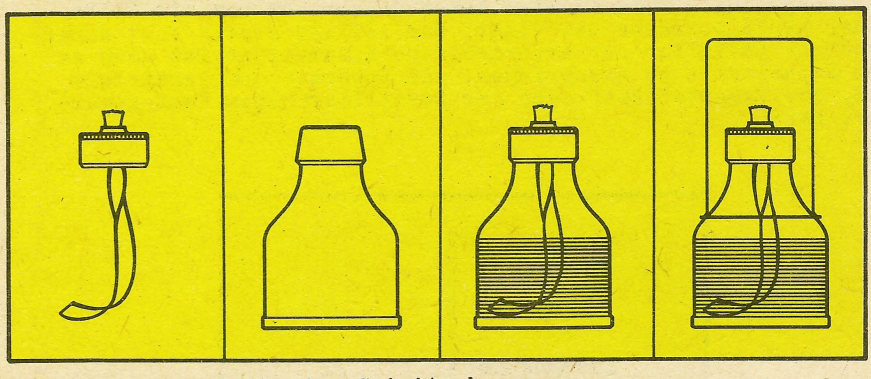


Abb. 7 Bestandteile des Spiritusbrenners

Zum Löschen des Brenners wird das Becherglas über den Brenner gestülpt. Ohne Luftsauerstoff ist keine weitere Verbrennung des Brennspiritus' möglich. Du mußt den Brenner nach der Arbeit nicht leeren, wenn die Kappe mit etwas Alufolie verschlossen wird. Alufolie wird als Grillfolie oder beim Verpakken von Schokolade verwendet.

Dieser Schutz des Brenners ist nach Abschluß des Experimentierens erforderlich, um das Verdunsten von Brennspiritus und damit Geruchsbelästigung zu verhindern.

2.6. HINWEISE ZUR BESTIMMUNG VON STOFFMASSEN

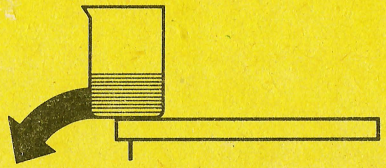
Zur Bestimmung von Stoffmassen ist das Meßreagenzglas zu verwenden. Die Zugabe der Masse erfolgt in cm^3.

Häufig ist gefordert, eine Spatelspitze eines festen Stoffes zu verwenden. Eine Spatelspitze eines Stoffes bedeutet: Etwa 0,1 cm^3 eines festen Stoffes sind in ein Reaktionsgefäß zu geben.

Die Mengenangabe für Flüssigkeit kann auch in ml erfolgen, wenn mit Hilfe des Becherglases oder des Erlenmeyerkolbens mit Seitenrohr abgemessen wird.

3. Wichtige Grundsätze der Laborarbeit

Standsicherheit der Geräte

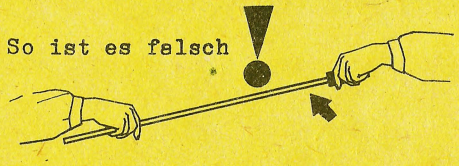


Vor dem Experimentieren ist immer die Standsicherheit der Geräte und des Stativs zu überprüfen

Chemikalien können sehr aggressiv sein

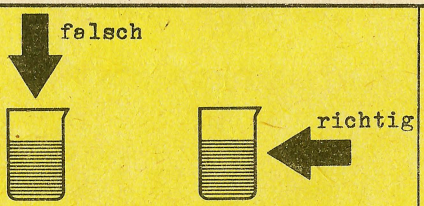
Geruchsprobe richtig

An erster Stelle aller Überlegungen, die wir vor jedem Experiment anstellen, steht die Frage nach möglichen Gefahren. Beachte deshalb immer die Hinweise auf Gefahren.



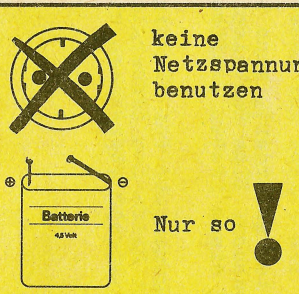
Das Glasrohr wird immer beim Einführen in den Gummistopfen oder das Schlauchstück an der kurzen Stelle (Pfeil) angefaßt

Richtiger Umgang mit Glasgeräten



Blickrichtung beim Betrachten von Reaktionsprodukten im Reaktionsgefäß

Chemikalien sind immer richtig zu handhaben



Umgang mit elektrischem Strom

Abb. 8 Verletzungsgefahren beim Experimentieren

Beim Experimentieren verwendest Du Geräte der Halbmikro-Technik. Die Größe der Geräte erlaubt das Arbeiten mit geringen Stoffmengen. Deshalb ist es auch nicht möglich, eine Explosion auszulösen, die die Zerstörung von Möbelstücken oder Fensterscheiben zur Folge haben könnte.

Wir haben mit der Wahl dieser Geräte an Deine Sicherheit gedacht.

Trotzdem wirst Du bald merken, daß bestimmte Gefahrenarten dann vor allem beim Experimentieren auftreten können, wenn folgende WARNZEICHEN bei den Hinweisen zum Experimentieren auftreten:

Damit Du immer ohne Gefahr experimentieren kannst, mußt Du wissen, was die folgenden Symbole bedeuten:

Brandgefahr!

Immer dann z.B., wenn Du mit dem Brenner arbeitest.

Ätzgefahr!

Immer dann, wenn Du mit Säuren oder Basen experimentierst.
Trage immer die Schutzbrille!

Explosionsgefahr!

Stoffe können entstehen, die bei unsachgemäßer Behandlung explosiv sein können.

Giftgefahr!

Aus nichtgiftigen Ausgangsstoffen können Stoffe entstehen, die giftig sind. Diese Stoffe müssen so behandelt werden, wie es in der Anleitung angewiesen wird.

Allgemeine Gefahr!

- Glas kann beim Erhitzen splittern
- heiße Flüssigkeit kann verspritzen (Siedeverzug)
- Schnittgefahr beim Verbinden von Glasgeräten

Abb. 9 Warnzeichen für Gefahren

Sämtliche in diesem Buch beschriebenen Experimente sind dann ungefährlich, wenn bestimmte Regeln bekannt sind und vor allem auch beim Experimentieren von Dir beachtet werden.

Handle unbedingt danach!

- Lies vor dem Experiment die Versuchsbeschreibung genau durch!
- Halte die angegebenen Stoffmengen ein und verwende immer die Geräte, die für das jeweilige Experiment vorgeschrieben sind!
- Gehe nach der vorgeschriebenen Reihenfolge der Arbeiten vor!
- Beachte immer die Warnzeichen und überlege, welche Gefahren sie Dir anzeigen!
- Trage auf jeden Fall eine Schutzbrille, wenn sie in der Versuchsbeschreibung gefordert wird!

  Bekommst Du trotzdem eine Flüssigkeit in die Augen, ist bei gut geöffnetem Lidspalt gründlich mit Wasser zu spülen (ca. 10 min).
- Spüle durch Säuren und Laugen verätzte Haut sofort und intensiv (ca. 10 min) mit fließendem Wasser!
- Bei einigen Versuchen entstehen als Reaktionsprodukte in geringsten Mengen und Konzentrationen Gifte der Abt. 2.

  Wenn Du mit diesen Stoffen äußerst vorsichtig umgehst, dann sind sie ungefährlich.

  Beachte auf jeden Fall die angegebenen Hinweise!
- Sauge niemals Flüssigkeiten in die Tropfpipette mit dem Mund an!
- Laß Dich beim Experimentieren nicht von anderen ablenken!

  Verspritze oder verschütte keine Chemikalien im Raum!
- Trage möglichst ältere Kleidung, Schürze oder Arbeitskittel!
- Überprüfe vor dem Experimentieren die Glasgeräte auf Sprünge oder andere Beschädigungen!

  Verwende niemals defekte Geräte!
- Glasrohre, Thermometer, Tropfpipetten usw. sind in Stopfen und Schläuchen unter Verwendung eines geeigneten Gleitmittels (z.B. Wasser, Fit) einzusetzen!
- Handhabe alle Glasgeräte so, daß Verletzungen infolge Zerbrechen oder Zersplittern vermieden werden
  (Vorsichtiges Einspannen in das Stativ, langsames Erwärmen)!

- Schüttle und kippe den Spiritusbrenner während des Betriebes nicht!

  Der Brenner ist stets erst am Einsatzort anzuzünden!

  Transportiere den Brenner nicht im brennenden oder glimmenden Zustand!

  Das Nachfüllen mit Spiritus darf nur im gelöschten und kalten Zustand erfolgen.

  Laß Dir von Deinen Eltern helfen!

- Wirf benutzte Streichhölzer nicht achtlos weg!

  Sammle sie in einem geeigneten (nicht brennbaren) Behälter!

- Kommt es zu einem Entstehungsbrand, ersticke das Feuer durch Abdecken mit einem feuchten Lappen!

- Verschließe Chemikalienflaschen sofort nach Entnahme der Substanzen! (Entweichen schädlicher Dämpfe, Verwechseln von Verschlüssen!)

- Beschrifte Glasgefäße (z.B. mit einem Fettstift), wenn Du Chemikalien für einen späteren Versuch aufhebst!

- Koste niemals von den Substanzen!

- Fächle mit der Hand die vorhandenen Gase der Nase zu! Nicht direkt am Behälter riechen!

- Essen und Trinken ist während des Arbeitens nicht erlaubt!

- Wasche gründlich Deine Hände, wenn Du nicht mehr experimentierst!

- Säubere nach dem Experimentieren Deine Arbeitsgeräte!

- Räume nach Abschluß Deiner Versuche alle Geräte und Chemikalien wieder ordentlich in die Verpakkung!

  Reinige Deinen Arbeitsplatz!

- Beseitige nicht mehr zu benutzende Chemikalienreste schadlos!

- Beachte weitere Hinweise zu den Einzelexperimenten!

4 DURCHFÜHRUNG EINES CHEMISCHEN EXPERIMENTS - SCHNEE IN JEDER JAHRESZEIT

EXPERIMENT 1

VORÜBERLEGUNGEN

Schauen wir uns in unserer Umgebung etwas genauer um, so stellen wir fest, daß ständig Veränderungen von Stoffen erfolgen. Kohle wird in den Ofen gegeben, ein völlig veränderter Stoff - Asche - wird aus dem Ofen entnommen.

Dagegen ist beim Abbrennen einer Kerze zu beobachten, daß das Paraffin zwar in der Nähe der Flamme zu einer farblosen Flüssigkeit schmilzt, beim Abkühlen jedoch sofort wieder seine ursprünglichen Eigenschaften annimmt.

Es gibt also in der Natur, in unserer Umgebung unterschiedliche Arten von Vorgängen.

Beim Erhitzen von Paraffin kommt es lediglich zu einer Zustandsänderung des Stoffes Paraffin. Andererseits gibt es Vorgänge, die z.B. durch Erhitzen von Stoffen bleibende stoffliche Änderungen bewirken. Beide Arten von Vorgängen sind für den Chemiker von großem Interesse.

Wir wollen einen Vorgang, bei dem es zu bleibenden stofflichen Veränderung kommen soll, durchführen.

Dazu betrachten wir den Stoff Magnesium und stellen fest: Magnesium ist ein fester, metallisch glänzender Stoff.

Um die Eigenschaften von Magnesium zu verändern, können zwei zusätzliche Stoffe - Kaliumpermanganat und Propantriol (Glyzerol) - verwendet werden.

DURCHFÜHRUNG

GERÄTE: Feuerfeste Unterlage (z.B. alter Teller, Kachel, Ziegelstein), Spatel, Trichter, Tropfpipette, Schutzbrille, Rundfilterpapier

CHEMIKALIEN: Magnesiumpulver, Kaliumpermanganat, Propantriol (Glycerol)

Auf einer feuerfesten Unterlage werden 3 cm^3 Magnesiumpulver gegeben. Mittels Spatel wird eine Vertiefung im Magnesiumpulver geschaffen.

2 Spatelspitzen Kaliumpermanganat werden auf ein Stück Papier gegeben, welches auf einer harten Unterlage liegt.

Mit dem Spatel oder einem anderen festen Gegenstand wird das Kaliumpermanganat möglichst fein pulverisiert.

Mit Hilfe des Trichters wird das Kaliumpermanganatpulver in die Vertiefung des Magnesiums geschüttet. Nun werden mit der Tropfpipette 2 Tropfen Propantriol zugetropft.

Dann solltest Du Dich in einer Entfernung von einem Meter aufhalten!

Sollte nichts zu beobachten sein, mußt Du wenigstens 3 Minuten warten, bis Du wieder an den Versuchsaufbau herantrittst.

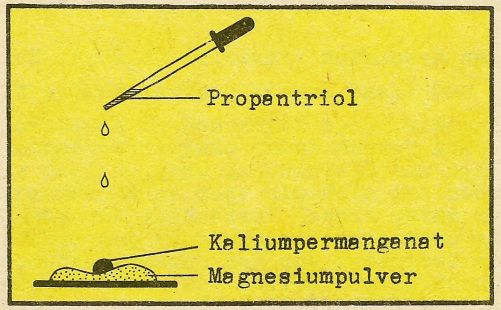


Abb. 10 Reaktion von Magnesium

BEOBACHTUNG

Nach ungefähr 10 Sekunden ist Rauch und kurz danach ein Feuerschein zu erkennen. Aus dem metallisch glänzenden Magnesium ist ein weißes Pulver entstanden. Ein Teil dieses Pulvers schwebt in der Luft. Es sieht fast so aus, als ob es schneit.

HINWEIS: Erst nach Ablauf der Reaktion kannst Du von der Seite (nie von oben!) das Reaktionsprodukt betrachten.

Sollte auch nach 3 Minuten nichts geschehen sein, ist die feuerfeste Unterlage unter fließendem Wasser zu spülen und gründlich zu trocknen. Wahrscheinlich war das Kaliumpermanganat nicht fein genug zerrieben! Wiederhole den Versuch!

AUSWERTUNG

Magnesium hat seine Eigenschaften völlig verändert.
Von dem Metall Magnesium ist nichts mehr zu sehen.
Warum diese Reaktion erfolgte und wodurch es zu der Veränderung der Eigenschaften des Magnesiums kam, wirst Du erfahren, wenn Du exakt nach der Anleitung weiter arbeitest. Eines kann jedoch jetzt schon gesagt werden: Mit Zauberei oder Hexerei haben das durchgeführte Experiment und alle Arbeiten des Chemikers nichts zu tun.

Mit der Umwandlung von Metallen beschäftigten sich schon vor 4 Jahrtausenden besonders in Alexandria Menschen, deren Ziel es vor allem war, unedle Metalle (wie z.B. Magnesium) in Gold umzuwandeln. Man nannte solche wißbegierigen Entdecker Alchimisten. Ihnen ging es häufig nicht um wissenschaftliche Entdekkungen! Mit viel Betrug gaukelten sie oft Schaulustigen vor,

im Besitz des Steins der Weisen (anders genannt: "Großes Elixier") zu sein, mit dessen Kraft sie Metalle in Gold umwandeln könnten. Die eng mit der Astrologie und mit mystischen Gedanken verbundene Alchimie erreichte im 14. und 15. Jahrhundert ihren Höhepunkt in Europa, da in dieser Zeit das Ziel der Alchimisten nicht nur in der Suche nach dem angeblich vorhandenen Stein der Weisen und der Umwandlung von Metallen in Gold bestand, sondern auch Untersuchungen mit sehr praktischen Ergebnissen ausgeführt wurden. Die zufällige Entdeckung des Phosphors, das Färben von Geweben und Gerben von Häuten, die Erfindung des Schießpulvers, viele Rezepte zu praktikablen chemischen Umwandlungen und schließlich die Porzellanherstellung gehören hierher.

Handel und Manufakturen brauchten Vitriolöl (H_2SO_4); Salpeter (KNO_3); Soda (Na_2CO_3) und viele andere Stoffe. Häufig fiel es den Alchimisten sehr schwer, neue Tatsachen zu erklären. Zunächst verschwommen, dann jedoch immer exakter werdende Theorien waren die Grundlage zur Überwindung ursprünglich alchimistischer Gedanken. Neben die Alchimie trat in zunehmendem Maße die Iatrochemie. Einer ihrer ersten Verfechter war PARACELSUS (1493 - 1541), der die chemische Forschung in den Dienst der Heilkunde stellte. Die Vertreter der Iatrochemie behaupteten, alle Krankheiten durch chemische Mittel heilen zu können. So führte Paracelsus z.B. die Dreiprinzipienlehre als theoretische Grundlage für die Anwendung von Stoffen für die Heilung ein. Danach verkörpert Schwefel das Wesen des Brennbaren (beim Menschen die Seele), Quecksilber das Wesen des Flüchtigen (beim Menschen der Geist) und Salz das Wesen des Beständigen (beim Menschen der Körper). Krankheiten beruhten nun nach seiner Meinung auf der Störung des Gleichgewichts dieser Stoffe. Durch Verabreichung entsprechender Heilmittel wurden diese Stoffe im menschlichen Körper angereichert oder bei Überfluß zerstört.

Auf dem Gebiet der Entwicklung des Bergbaus und des Hüttenwesens machte sich der in Glauchau geborene AGRICOLA (1494-1555) verdient.

Agricolas Arbeit zeichnete sich vor allem durch Abkehr von Mystik und Spekulation und Hinwendung zur experimentellen Erfahrung aus.

Mehr und mehr beginnt sich die wissenschaftliche, die exakte Arbeit durchzusetzen. Das Experiment wird zur entscheidenden Grundlage für das Arbeiten von wissenschaftlicher Theorie bis in die heutige Zeit hinein, die Zeit der Chemie als einer exakten und für die Entwicklung der menschlichen Gesellschaft entscheidenden Naturwissenschaft.

Wenn Du nunmehr in die Theorie der modernen Chemie eindringen wirst, merkst Du recht bald:
Der Chemiker untersucht solche Elemente wie Magnesium und fragt, wie durch chemische Reaktionen Magnesium mit anderen Elementen Verbindungen eingehen kann!

Immer wird es darum gehen, mit Hilfe der chemischen Theorie und durch Experimente festzustellen, aus welchen Elementen diese neuen Verbindungen zusammengesetzt sind, welche Eigenschaften diese Verbindungen im Vergleich zum Beispiel zum Aus-

gangsstoff Magnesium besitzen.

Dazu mußt Du ähnlich wie der Chemiker im Laboratorium wichtige Untersuchungsmethoden kennenlernen, die es Dir ermöglichen, Elemente miteinander zu verbinden (Synthese) oder festzustellen, woraus chemische Verbindungen zusammengesetzt sind (Analyse).

5 WIR UNTERSUCHEN STOFFE NACH IHREN PHYSIKALISCHEN UND CHEMISCHEN EIGENSCHAFTEN - TRENNVERFAHREN

5.1. WELCHE EIGENSCHAFTEN HABEN EISENPULVER SCHWEFELPULVER UND KOCHSALZ?

EXPERIMENTE 2 - 4

VORÜBERLEGUNGEN

Wollen wir diese und auch die folgenden Fragen beantworten, müssen wir zunächst immer überlegen, durch welche Untersuchungsmethoden wir Untersuchungsergebnisse erhalten, die für die exakte Beantwortung der Frage wichtig sind. Es genügt also z.B. nicht, daß wir uns auf unser Gedächtnis verlassen und die Frage mit dem beantworten, was uns gerade einfällt. Wenn wir so vorgehen würden, blieben wir immer ungenau. Wir wollen uns von Anfang an um gründliches, wohlüberlegtes Arbeiten bemühen.

DURCHFÜHRUNG

GERÄTE: 3 Reagenzgläser, 3 Stopfen, Spatel, Brenner, Magnesiarinne, Magnet, Stativ, Tropfpipette

CHEMIKALIEN: Eisenpulver, Schwefelpulver, Kochsalz

Kochsalz ist in der Küche der Eltern vorrätig. Mit dem Spatel, der vor dem Einführen in verschiedene Chemikalienflaschen immer wieder gründlich zu säubern ist, wird eine reichliche Spatelspitze Eisenpulver in ein am Stativ gehaltertes Reagenzglas übertragen. In der gleichen Weise gibt man Schwefel und Kochsalz in Reagenzgläser.

Wie kann man also die Eigenschaften der genannten Stoffe feststellen? Einige erkennen wir bereits beim Betrachten. Versuch einmal, zu beschreiben, welche Eigenschaften der Stoffe Du beim Betrachten feststellen kannst! Stelle dabei Gemeinsamkeiten, aber auch Unterschiede heraus!

Eigenschaften/ Stoffe	Farbe	Glanz	Geruch
Eisen			
Schwefel			
Kochsalz (Natriumchlorid)			

Du bemerkst, daß wir auf diese Weise schon einiges über die Stoffe aussagen können. Andere wichtige Eigenschaften werden wir aber erst feststellen können, wenn wir die Stoffe untersuchen, z.B. ob sie in Wasser löslich sind, oder wie sie sich beim Erhitzen verhalten.

Fangen wir an zu experimentieren!

Stelle Dir vor der eigentlichen Durchführung der Experimente immer die Geräte und Chemikalien bereit, die für das Experiment benötigt werden. Mit einer Tropfpipette werden die drei Reagenzgläser bis zur Hälfte mit Wasser gefüllt.

Es ist immer darauf zu achten, daß die Tropfpipette am Wulst des Saugers beim Transport angefaßt wird und dabei schräg zu halten ist. So wird verhindert, daß Flüssigkeit verschüttet wird.

Nachdem die Reagenzgläser mit Stopfen verschlossen sind, wird kräftig geschüttelt und anschließend beobachtet, ob sich etwas verändert hat. Die Reagenzgläser können in die vorgegebenen Öffnungen der unteren Verpackungslage abgestellt werden. Notiere Dir - auch bei den weiteren Experimenten - stichpunktartig Deine Beobachtungen!

Nun wird auf ein Blatt Papier eine Spatelspitze Eisenpulver gegeben. Es wird untersucht, ob Eisen magnetisch ist.

Das Eisen kann in die Chemikalienflasche zurückgegeben werden.

Auf das Ende einer Magnesiarinne nimmt man durch vorsichtiges Eintauchen in die Chemikalienflasche etwas Eisenpulver auf und hält es einige Minuten in die Flamme des Brenners, der auf der Experimentierunterlage steht.

Es muß - auch in Zukunft, wenn das nicht jedesmal gesondert vermerkt wird - jede beobachtete Veränderung registriert werden. Nach dem Abkühlen hält man auf das auf der Magnesiarinne befindliche Pulver einen Magneten.

Gibt es Unterschiede im Verhalten des Eisenpulvers vor und nach dem Erhitzen?

Nach dem Abkühlen wird das verunreinigte Ende der Magnesiarinne gründlich gesäubert. Anschließend werden Schwefelpulver und Kochsalz in der gleichen Weise wie Eisen untersucht. Es ist mit wenig Schwefel zu arbeiten (höchstens eine Spatelspitze)!

Beim Erhitzen des Schwefels halten wir die Magnesiarinne mit der einen Hand in die Flamme. Mit der anderen Hand fächeln wir uns vorsichtig etwas von der Luft über der Flamme zu. (Geruchsprobe!)

Durch dieses "chemische Riechen", das man auch bei anderen Experimenten in ähnlicher Weise durchführt, wird verhindert, daß man gesundheitsschädigende Gase in größeren Mengen einatmet.

BEOBACHTUNG

Eisen ist ein graues, metallisches Pulver. Es ist schwerer als das gelbe Schwefelpulver. Im weißen Kochsalz sind Kristalle zu erkennen. Nach dem Schütteln mit Wasser befindet sich das Eisen am Boden des Reagenzglases, der Schwefel schwimmt auf dem Wasser, und vom Kochsalz ist nichts mehr zu sehen.

Beim kräftigen Erhitzen glüht das Eisen und verändert seine Farbe von grau nach schwarz. Nicht geglühtes Eisenpulver wird vom Magneten sehr gut angezogen.

Schwefelpulver schmilzt beim Erhitzen und verbrennt dann mit blauer Flamme. Es entsteht ein stechend riechendes Gas.

AUSWERTUNG

Eisen, Schwefel und Kochsalz sind feste Stoffe mit unterschiedlicher Farbe und unterschiedlichen Eigenschaften, z.B. lösen sich Eisen und Schwefel nicht im Wasser.

Das Eisen hat eine größere Dichte als das Wasser und sammelt sich deshalb am Boden an, während der Schwefel aufgrund seiner Beschaffenheit auf dem Wasser schwimmt.

Das feste Kochsalz löst sich im Wasser.

Eisen und Kochsalz verändern den Aggregatzustand beim Erhitzen nicht, während aus dem festen Schwefel ein gasförmiger Stoff entsteht, der im Vergleich zum Schwefel einen stechenden Geruch besitzt.

5.2. WIR LERNEN TRENNVERFAHREN FÜR VERSCHIEDENE STOFFE KENNEN

Will man verschiedene Stoffe voneinander trennen, so nutzt man deren unterschiedliche Eigenschaften; bei Eisen und Wasser z.B. die Unterschiede in der Dichte, im Siedepunkt und in der Löslichkeit.

Welche Methoden der Stofftrennung lassen sich z.B. aus dieser für jeden Stoff typischen Eigenschaft ableiten?

Man kann versuchen, die Stofftrennung von Eisen und Wasser durch Abgießen oder Absaugen des Wassers - durch das sogenannte Dekantieren, durch Filtrieren und schließlich auch durch Destillieren zu erreichen.

Wie gehen wir dabei vor? Wir wollen diese Trennverfahren jetzt durch eigenes Experimentieren kennenlernen. Sie finden in der chemischen Industrie vielfältige Anwendung und sind bei den weiteren Experimenten von Euch dann ohne Beschreibung selbständig auszuführen.

EXPERIMENTE 5 UND 6	Trennen durch Dekantieren
GERÄTE:	Reagenzglas, Tropfpipette, Spatel, Becherglas, Gummistopfen
CHEMIKALIEN:	Eisenpulver, Wasser, Schmutzwasser

In ein zur Hälfte mit Wasser gefülltes Reagenzglas (Tropfpipette benutzen!) überträgt man eine Spatelspitze Eisenpulver, schüttelt kräftig durch und gießt das Wasser dann nach Absetzen des Eisenpulvers langsam, ohne das Eisen auszuwirbeln, in ein Becherglas.

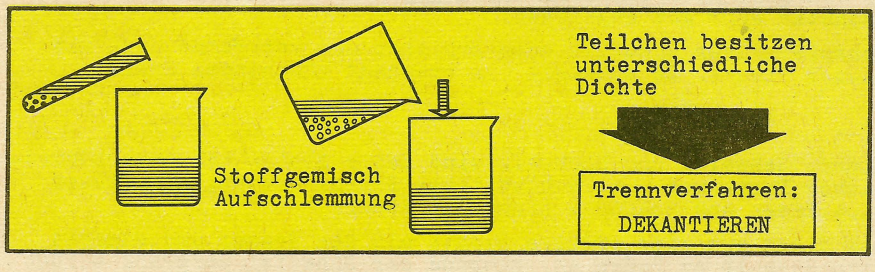


Abb. 11 Dekantieren

Zu dem mit Eisenpulver gefüllten Reagenzglas wird erneut Wasser gegeben, das Reagenzglas geschüttelt. Nach dem Absetzen des Eisenpulvers kann das Wasser mit Hilfe der Tropfpipette abgesaugt werden. Dazu muß man eine sehr ruhige Hand haben. Der Sauger ist vor dem Eintauchen in das Wasser zusammenzudrücken.

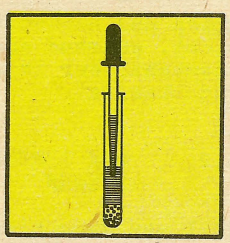


Abb. 12 Trennen von Stoffgemischen durch Absaugen der Flüssigkeit

EXPERIMENTE 7 UND 8 Trennen einer Aufschlämmung von Kreidepulver und von Schmutzwasser

GERÄTE: Reagenzglas, Spatel, Gummistopfen, Becherglas

CHEMIKALIEN: Kreide, Wasser

Stelle Dir etwas Kreidepulver her. Zerdrücke kleine Kreidestükke auf einem Blatt Papier vorsichtig mit dem Spatel und gebe sie danach in ein Reagenzglas. Gib dann Wasser hinzu und schüttle das mit einem Gummistopfen verschlossene Reagenzglas. Es entsteht eine Aufschlämmung. Kreidepulver löst sich nicht in Wasser. Nach dem Absetzen kannst Du das Kreidepulver vom Wasser durch Dekantieren trennen. Die Trennung erfolgt hier nicht so gut wie beim Trennen des Wassers vom Eisenpulver.

Ähnliches wirst Du beobachten können, wenn Du schmutziges Wasser reinigen willst. Dazu kannst Du Wasser aus einer Pfütze oder aus einem Teich nehmen. Beim Betrachten des Wassers ist festzustellen, daß Schwebeteilchen vorhanden sind, die durch Dekantieren schwer zu trennen sind.

Wie entfernt man solche Verunreinigungen aus dem Wasser?

EXPERIMENTE 9 UND 10 Trennen durch Filtrieren

VORÜBERLEGUNGEN

Mit dem Filtrieren lernst Du ein Trennverfahren kennen, welches im täglichen Leben beim Trennen fester von flüssigen Stoffen eine große Rolle spielt. Wird ein ordentlicher Tee gekocht, so ist häufig ein Sieb erforderlich, um z.B. die ausgekochten Blüten- oder Blattreste vom Tee zu trennen. Im Teesieb stellst Du ziemlich große "Löcher" oder fachlich besser gesagt "Poren" fest. Für die Reinigung von Wasser oder die Trennung des Kreidepulvers von dem Wasser würde ein solches Sieb unbrauchbar sein. Die Poren des Filterpapiers sind viel kleiner als beim Teesieb, so daß sie nur Wasser hindurchlassen. Kreidepulver oder Schwebeteilchen im Pfützenwasser werden zurückgehalten.

Wir wollen zuerst an einem einfachen Beispiel dieses Trennverfahren ausprobieren.

GERÄTE: Becherglas, Spatel, Filterpapier, Trichter, Stativ, 2 Reagenzgläser, 2 Tropfpipetten, Wattebausch, Gummihalbgebläse

CHEMIKALIEN: Eisenpulver, Wasser

Etwa 5 ml Wasser werden im Becherglas mit einem Spatel Eisenpulver versetzt. Ein rundes Filterpapier wird 2mal so gefaltet, daß die Ränder genau aufeinanderliegen. Es ist danach so im Trichter anzubringen, daß an der einen Hälfte der Wand das Papier dreifach und an der anderen Hälfte einfach anliegt.

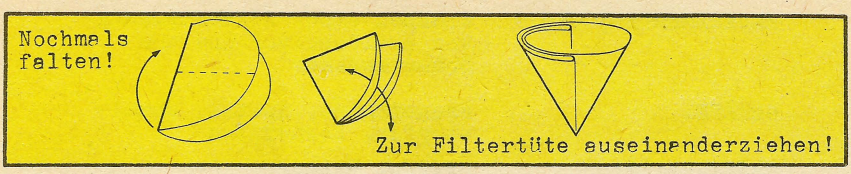


Abb. 13 Arbeitsschritte beim Falten eines Filters

Das Filterpapier wird mit dem Finger etwas an die Trichterwand angedrückt und dann durch einige Wassertropfen aus der Pipette angefeuchtet. Der so vorbereitete Trichter wird auf ein Reagenzglas gestellt, das am Stativ befestigt ist. Das durch Schütteln aufgeschlämmte Gemisch versucht man dann vollständig auf das Filterpapier zu übertragen. Dabei läßt man die Aufschlämmung am Glasstab in den Trichter ablaufen. Wichtig ist, daß kein Wasser über den Rand des Filters läuft!

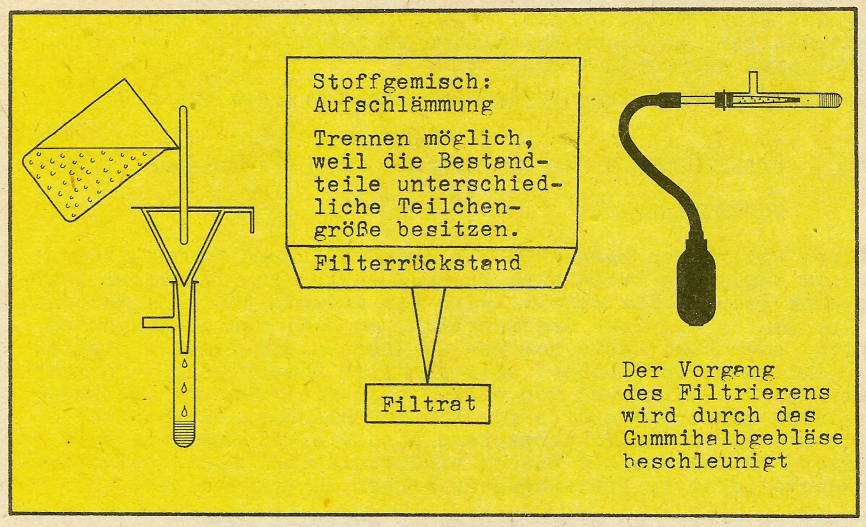


Abb. 14 Labortechnik Filtrieren

Eine weitere Möglichkeit zum Trennen von Stoffgemischen bietet sich an!

Von einer Tropfpipette wird der Sauger entfernt. Ein kleiner, etwa erbsengroßer Wattebausch wird in den Tropfer eingeführt, mit dem Glasstab vorsichtig bis zur Verjüngung geschoben und dort leicht angedrückt.

Die so vorbereitete Pipette eignet sich als Filterröhrchen. Sie wird in ein Reagenzglas gestellt. Die Watte wird mit einigen Tropfen Wasser aus einer anderen Pipette angefeuchtet. In einem Reagenzglas wird eine Spatelspitze Eisenpulver in 10 Tropfen Wasser aufgeschlämmt und von dort mit einer Pipette in das Filterröhrchen übertragen. Nach dem Filtrieren kann man den Wattebausch mit einem Draht bzw. mit einer Rouladennadel aus dem Filterröhrchen entfernen.

BEOBACHTUNG

Im Reagenzglas befindet sich das gesäuberte Wasser.
Im Filter stellen wir den festen Rückstand Eisen fest.
Wird das Filterpapier im Trichter vorsichtig mit Wasser ausgespült, kann es nochmals verwendet werden.

AUSWERTUNG

Die Poren im Filter verhindern den Durchtritt der größeren Teilchen des Stoffes Eisen. Dagegen treten die Wasserteilchen aufgrund ihrer geringen Größe durch die Filterporen. Die gesäuberte Flüssigkeit wird immer als F i l t r a t bezeichnet.

So ist z.B. auch der von den Bohnenresten getrennte Kaffee ein Filtrat! Allerdings besteht dieses Filtrat aus vielen Bestandteilen: So werden durch den Filter beim Kaffeebereiten Farbstoffteilchen, Geruchstoffe und das Coffein nicht zurückgehalten. Wie würde das Kaffeefiltrat ohne diese Stoffe schmekken?

EXPERIMENT 11 Trennung eines Schwefel-Wasser-Gemisches durch F i l t r i e r e n

GERÄTE: Becherglas, Spatel, Filterpapier, Trichter, Reagenzglas, Stativ

CHEMIKALIEN: Schwefel, Wasser

Eigenschaften des Schwefels sind bekannt. So löst sich Schwefel nicht in Wasser. Es kann vermutet werden, daß Schwefelteilchen nicht durch die Poren des Filters hindurchtreten werden.

Mische im Becherglas eine Spatelspitze Schwefel mit 5 ml Wasser. Filtriere!

EXPERIMENTE 12 und 13 Reinigung von verschmutztem Wasser

GERÄTE: Becherglas, Spatel, Filterpapier, Trichter, Stativ, Reagenzglas

CHEMIKALIEN: Sand, Wasser, Kreide

Eigentlich sollten wir mit unserem Wasser viel behutsamer umgehen! Überall stellen wir im täglichen Leben fest:

Ohne Wasser würden viele Räder still stehen! Denken wir nur an die Landwirtschaft, denken wir an die Energieerzeugung mit Hilfe von Wasserkraft, an Kühlprozesse in der chemischen Industrie oder an unseren Haushalt. Überall wird diese kostbare Flüssigkeit benötigt. Häufig aber muß Wasser vor allem gereinigt werden. Dies geschieht auch durch den Einsatz von Filtern.

Stelle Dir verschmutztes Wasser her, indem Du im Becherglas Sand oder Blumenerde mit Wasser mischst.
Filtriere das verschmutzte Wasser!
Trenne ohne Filtrieren Kreidepulver von Wasser!

Vergleiche das Trennverfahren "Filtrieren" mit dem des "Dekantierens"!

Wann würdest Du bei der Trennung von Stoffgemischen welches Trennverfahren einsetzen?

EXPERIMENT 14 Was kann das Filtrieren nicht?

GERÄTE: Becherglas, Spatel, Filterpapier, Trichter, Reagenzglas, Stativ

CHEMIKALIEN: Kaliumpermanganat

DURCHFÜHRUNG

Gib drei Kristalle Kaliumpermanganat in ein Becherglas, welches zu einem Drittel mit Wasser gefüllt ist.

Beobachte die Kristalle!

Du stellst fest, daß sich die Kristalle in Wasser auflösen, eine violette Lösung entsteht. Das Auflösen kann durch Umrühren mit dem Glasstab beschleunigt werden!

Überall in der Lösung befinden sich nun Teilchen des Stoffes Kaliumpermanganat.

Wie kann nun das Wasser gereinigt werden?

Versuche, mit Hilfe des Filtrierens, Kaliumpermanganat von Wasser zu trennen!

BEOBACHTUNG

Das Filtrat ist violett gefärbt!

AUSWERTUNG

Kaliumpermanganat als fester Stoff ist in Wasser sehr gut löslich. Die einzelnen Bestandteile (Kaliumpermanganat und Wasser) sind mit dem Auge nicht mehr zu erkennen. Jedoch zeigt die Farbe der Lösung, daß Kaliumpermanganat nicht verschwunden ist. Man spricht bei solchen Lösungen auch von homogenen Lösungen. Das Trennverfahren "Filtrieren" versagt bei solchen homogenen Lösungen.

Kann Kaliumpermanganat zurückgewonnen werden?

Schauen wir uns gemeinsam andere Experimente an, um diese Frage beantworten zu können!

EXPERIMENT 15 Auf der Suche nach Kochsalz

GERÄTE: Becherglas, Spatel, Filterpapier, Trichter, Reagenzglas, Stativ

CHEMIKALIEN: Kochsalz, Wasser

Fülle das gereinigte Becherglas mit 10 ml Wasser. Gib 2 Spatel Kochsalz dazu und rühre mit dem Glasstab.
Auch hierbei stellst Du fest, daß Kochsalz sich in Wasser sehr

gut löst. Im Unterschied zur Kaliumpermanganatlösung sind jedoch die Teilchen des Kochsalzes völlig verschwunden! Wenn Du mit gesäuberten Geräten gearbeitet hast, ist an dieser Stelle a u s n a h m s w e i s e die Geschmacksprobe einmal erlaubt, indem Du einen Finger in die Kochsalzlösung eintauchst und danach abschmeckst. Eindeutig kann festgestellt werden: Das Wasser schmeckt salzig, also ist Kochsalz noch vorhanden. Geschmacksproben sind sonst beim chemischen Experimentieren verboten! Die Ausnahme ist nur möglich, weil Kochsalz ja auch zum Würzen von Speisen verwendet wird.

Kann Kochsalz von Wasser durch Filtrieren getrennt werden?

Verwende einen neuen Filter und saubere Geräte!

Überprüfe nochmals mit der Geschmacksprobe, ob das Filtrat Teilchen des Kochsalzes enthält.

AUSWERTUNG

Kochsalzlösung ist ebenfalls eine homogene Lösung.
Das Zurückgewinnen von Kochsalzkristallen und geschmackslosem Wasser gelint nicht mit dem Filtrieren. Das Filtrat schmeckt ebenfalls salzig.

Die Suche nach Kochsalz erfordert neue Verfahren!

Hebe die Kochsalzlösung auf. Wir werden auf jeden Fall Kochsalz und reines Wasser zurückgewinnen.

EXPERIMENT 16 Kochsalzkristalle vertragen Wärme

GERÄTE: Reagenzglas, Brenner, Reagenzglashalter

CHEMIKALIEN: Kochsalz

Gib in ein trockenes Reagenzglas 2 Spatelspitzen Kochsalz. Erhitze das Reagenzglas.

Kochsalz verändert in der Wärme, die der Brenner erzeugt, seine Eigenschaften (Aggregatzustand, Farbe, Kristallform) nicht.

EXPERIMENT 17 Wasser ändert seinen Aggregatzustand

GERÄTE: Meßreagenzglas, Becherglas, Brenner, Stativ

CHEMIKALIEN: Wasser

In einem Meßreagenzglas werden 2 ml Wasser erhitzt. Dazu wird das Reagenzglas schräg in die Stativklemme eingespannt (vergleiche Abb. 6).

Über das Reagenzglas wird das getrocknete Becherglas mit der Öffnung nach unten gehalten.

BEOBACHTUNG

Beim Erhitzen entsteht Wasserdampf. Ein Teil des verdampften Wassers schlägt sich im Becherglas nieder.

AUSWERTUNG

Wasser $\underset{\text{Kondensieren}}{\overset{\text{Sieden}}{\rightleftharpoons}}$ Wasserdampf

Wasser kann durch Erreichen einer bestimmten Temperatur, der Siedetemperatur, in den dampfförmigen Zustand übergeführt und somit aus einem Reagenzglas oder einem anderen geeigneten Glasgerät "vertrieben" werden.

EXPERIMENT 18 Wir wollen es genau wissen!

VORÜBERLEGUNGEN

Für den Chemiker ist es wichtig, zu den vielen Flüssigkeiten, mit denen er arbeitet, die genaue Siedetemperatur zu kennen. Ein geeignetes Verfahren wollen wir dazu kennenlernen.

DURCHFÜHRUNG

GERÄTE: Destillierkolben (Abb. 4), Brenner, Siedesteine (Magnesiastäbchen), Stativ

CHEMIKALIEN: Wasser

Häufig tritt beim Erhitzen von Flüssigkeiten in Glasgefäßen an bestimmten Stellen eine Überhitzung auf.
Die Flüssigkeit nimmt an dieser Stelle eine höhere Temperatur als die Siedetemperatur an. Dampfblasen führen dann dazu, daß heiße Flüssigkeit aus dem Glasgefäß geschleudert wird.

Diesen Vorgang, den Siedeverzug, kann man mit Siedesteinchen verhindern. Wir stellen uns Siedesteinchen aus Magnesiastäbchen her. Dazu werden 4 ca. 3 mm lange Stücke vom Magnesiastäbchen abgebrochen. Diese Siedesteinchen sorgen in der erhitzten Flüssigkeit für eine ordentliche Durchmischung der überhitzten Flüssigkeit mit der übrigen. Damit wird der Siedeverzug verhindert. Hebe die Siedesteinchen auf!

Um die Siedetemperatur des Wassers festzustellen, werden in den Erlenmeyerkolben 5 ml Wasser gegeben. Mit dem durchbohrten Stopfen und daran angebrachten Thermometer ist er zu verschließen. Der Brenner wird entzündet und das Wasser im Erlenmeyerkolben zum Sieden erhitzt. Sobald der erste Tropfen Wasser vom Thermometerunterteil abtropft, liest Du die Siedetemperatur des Wassers ab.

BEOBACHTUNG

Wasser siedet bei einem Luftdruck von 101,3 kPa bei 100 °C!

AUSWERTUNG

der Experimente 15 bis 18

Kochsalz verändert beim Erhitzen seine Eigenschaften nicht. Es verdampft also im Unterschied zum Wasser auch nicht.

Somit ist zu vermuten, daß durch Erhitzen Wasser von Kochsalz zu trennen ist.

EXPERIMENT 19 Wir erhalten Kochsalz zurück.

E i n d a m p f e n -

als Trennverfahren

GERÄTE: Meßreagenzglas, Brenner, Stativ

CHEMIKALIEN: Kochsalzlösung

1 ml der hergestellten Kochsalzlösung wird in ein Meßreagenzglas gegeben. Das Reagenzglas wird in schräger Stellung am Stativ befestigt. Nun wird v o r s i c h t i g erhitzt.

Wenn sämtliches Wasser verdampft ist, wird Kochsalz als weißer Rückstand im Reagenzglas erhalten.

Bei diesem Vorgehen wurde das Lösungsmittel durch Wärme vertrieben.

Immer dann, wenn zwei Stoffe unterschiedliche Siedetemperaturen besitzen, können diese durch Eindampfen getrennt werden. Das Eindampfen ist ein wichtiges Trennverfahren.

Unser Ziel bestand aber darin, Wasser und Kochsalz zurückzugewinnen.

Dazu benötigen wir ein komplettes, ein völlig neues Verfahren.

EXPERIMENT 20 D e s t i l l i e r e n -

ein komplettes Verfahren

VORBEMERKUNGEN

Beim Eindampfen der Kochsalzlösung haben wir nur das Kochsalz zurückgewonnen. Nun besteht unser Ziel darin, Kochsalz von Wasser zu trennen und beide Stoffe mit ihren typischen Eigenschaften zurückzugewinnen.

DURCHFÜHRUNG

GERÄTE: Destillationsapparat (Abb. 4), Brenner, Stativ

CHEMIKALIEN: Kochsalzlösung (5 ml)

Beim Zusammenbauen des Destillationsapparates müssen einige Hinweise unbedingt berücksichtigt werden!

So erfolgt die Verbindung zwischen den einzelnen Glasgeräten mit 2 cm langen Schlauchstücken.

Sei vorsichtig, wenn Gummischlauch auf die dünnen Glasrohre gezogen wird! Glasbruch kann zu gefährlichen Schnittverletzungen führen (vergleiche Abb. 8). Es ist deshalb ratsam, die Glasrohre oder den Gummischlauch etwas anzufeuchten.

Um den Bruch des Kühlrohres zu verhindern und damit auch die Gefahr einer Verletzung, sollte das Kühlrohr kurz angefaßt (vergleiche Abb. 4) und bei leichtem Druck über ein Schlauchstück mit dem Seitenrohr des Erlenmeyerkolbens verbunden werden.

Das Einleitungsrohr der Destilliervorlage taucht nur zur Hälfte in das Reagenzglas mit Seitenrohr ein.

Ist der Erlenmeyerkolben mit Kochsalzlösung und einigen Siedesteinchen gefüllt, kann mit dem vorsichtigen Erhitzen begonnen werden.

BEOBACHTUNG

Das Thermometer zeigt bei einem Luftdruck von 101,3 kPa 100 °C an. Wasser geht dampfförmig in die Destilliervorlage über und kondensiert hier.
Es sammelt sich in der Destilliervorlage.
Im Erlenmeyerkolben bleibt ein weißer, kristalliner Stoff zurück.

AUSWERTUNG

Ein geeignetes Verfahren zur Trennung solcher Stoffgemische wie z.B. einer Kochsalzlösung ist das Destillieren. Im Destillierkolben wird das leichtflüchtige (niedrigere Siedetemperatur) Wasser durch Erhitzen zunächst verdampft und dann durch Kühlen kondensiert - damit gereinigt zurückgewonnen.

Das Destillieren ist ein sehr wichtiges Trennverfahren im Laboratorium. Wir werden weitere Stoffgemische trennen und dabei das Destillieren als Trennverfahren schätzen lernen.

EXPERIMENT 21 Wo das Filtrieren versagt, hilft das Destillieren

Im Experiment 14 hatten wir eine Lösung von Kaliumpermanganat in Wasser hergestellt. Besonders gut war aufgrund der Färbung des Wassers zu erkennen, daß Kaliumpermanganat-Teilchen nach dem Filtrieren im Filtrat vorhanden waren.

Wir wollen untersuchen, was das Destillieren wirklich kann!

DURCHFÜHRUNG

GERÄTE: Destillationsapparat, Brenner, Uhrglas, Meßreagenzglas, Stativ, Spatel

CHEMIKALIEN: Kaliumpermanganat, Wasser

10 Kristalle Kaliumpermanganat werden in 10 ml Wasser gelöst.

Nun müssen wir mit Hilfe des Experiments entscheiden, ob die Trennung von Wasser und Kaliumpermanganat mit Hilfe des Destillierens gelingt.

In den Destillierkolben wird die Kaliumpermanganatlösung gegeben.

Die Dichtheit der Apparatur wird überprüft. Dann kann destilliert werden.

MERKE: Verdampfe nicht sämtliches Wasser! Ist nur noch wenig Wasser im Destillierkolben, wird das Erhitzen abgebrochen. Die nun mit viel Kaliumpermanganat angereicherte Restlösung wird nach Abkühlen auf ein Uhrglas gegeben. Dort kann das restliche Wasser verdunsten.

BEOBACHTUNG

Das aufgefangene Wasser in der Destillationsvorlage ist farblos.

EXPERIMENT 22 Wir gewinnen destilliertes Wasser

GERÄTE: Destillationsapparat, Brenner, Stativ

CHEMIKALIEN: Leitungswasser

Im Leitungswasser sind Salze gelöst, die dazu führen, daß es nicht fade schmeckt.

In einem Kochtopf wird häufig Wasser bis zum Sieden erhitzt. Bald erkennt man die Spuren von Salzen, die im Wasser gelöst waren, z.B. am Kesselstein, der sich an der Innenwand des Kochtopfes absetzt.

Um so z.B. beim Auto zu verhindern, daß im Wasserkühler die Leitungsrohre durch Kesselstein zugestopft werden, sollte zum Kühlen destilliertes Wasser (chemisch reines) verwendet werden.

Stelle destilliertes Wasser her und sammle es in einem gut gesäuberten Glas- oder Plastgefäß mit Plastverschluß.
Für spätere Versuche wird destilliertes Wasser noch benötigt.

EXPERIMENT 23 Wir zerlegen Wein

GERÄTE: Destillationsapparat, Brenner, Stativ

CHEMIKALIEN: Weiß- oder Rotwein

Im Wein und im Bier zum Beispiel ist ein Stoff enthalten, der bei Genuß in größeren Mengen stark gesundheitsschädigend wirkt - es ist der Alkohol. Genauer bezeichnet der Chemiker diesen flüssigen Stoff als Ethanol. Ethanol hat eine Siedetemperatur von 78 °C.

Versuchen wir, Wein zu destillieren, Wein zu "brennen"!

Dazu wird wieder die gereinigte Destillationsanlage eingesetzt.

In den Destillierkolben geben wir ca. 10 ml Weiß- oder Rotwein. Es wird vorsichtig erhitzt und dabei immer der Temperaturstand verfolgt.

Fange ca. 10 Tropfen Destillat auf. Führe die Geruchsprobe durch.

Vor allem befindet sich im Destillat Ethanol. Hebe den Rest des Destillats für den nächsten Versuch auf.

EXPERIMENT 24 Der Geist des Weines ist brennbar

GERÄTE: Uhrglas

CHEMIKALIEN: Destillat aus Versuch 23

Das Ethanol, der Weingeist, welches wir aus dem Wein gewonnen haben, ist brennbar. Gib einige Tropfen auf das trockene Uhrglas und überprüfe diese Behauptung.

EXPERIMENT 25 Wir ersetzen die Kaffeemaschine - wir extrahieren

GERÄTE: Filterpapier, Trichter, Erlenmeyerkolben, Stativ

CHEMIKALIEN: Bohnenkaffeepulver, heißes Wasser

Warum trinken Erwachsene gern Bohnenkaffee? Nun, der Bohnenkaffee enthält eine Vielzahl unterschiedlicher Stoffe. Am Geruch stellen wir das Vorhandensein von Aromastoffen fest. Diese Aromastoffe schmecken wir auch. Dazu kommt aber, daß im Bohnenkaffee ein Wirkstoff enthalten ist, das Coffein.

Dieses Coffein übt eine anregende und belebende Wirkung auf das Zentralnervensystem und die Herztätigkeit aus und findet deshalb auch in der Medizin vielseitige Verwendung. Meistens werden die Aromastoffe und das Coffein mit heißem Wasser aus dem Bohnenkaffeepulver herausgelöst.

Dabei wird in einen Filter Bohnenkaffeepulver gegeben und heißes (kochendes) Wasser zugegeben. Den Vorgang des Abtrennens der genannten Stoffe von Kaffeepulver bezeichnet der Chemiker als Extraktion. Im Filtrat befinden sich die gelösten Stoffe. Der Kaffee ist das Filtrat. In der Fachsprache sagt man besser Extrakt statt Filtrat beim Extrahieren.

Hebe den Kaffee für das folgende Experiment auf.

EXPERIMENT 26 Eine kleine Kaffeepulverfabrik

GERÄTE: Destillationsapparat, Brenner, Stativ, Reagenzglas, Spatel

CHEMIKALIEN: Extrakt aus Versuch 25

Die Farbstoffe im Kaffee und einige wichtige andere Stoffe können nun vom Wasser durch Destillation getrennt werden. Wichtig ist, daß der zurückbleibende konzentrierte Kaffee im Erlenmeyerkolben nicht völlig eingedampft wird. Der Rest wird im Reagenzglas s e h r v o r s i c h t i g eingetrocknet. Wir gewinnen wasserlösliches Kaffeepulver.

EXPERIMENT 27 Farbstoffteilchen werden eingefangen

GERÄTE: Reagenzglas, Gummistopfen, Spatel

CHEMIKALIEN: Aktivkohle, Wasser, Tinte

Aktivkohle wird mit Hilfe eines harten, flachen Gegenstandes auf einer Papierunterlage zerkleinert. Das Kohlepulver wird in ein zur Hälfte mit Wasser gefülltes Reagenzglas, welches mit 2 Tropfen Tinte gefärbt ist, gegeben. Das Reagenzglas wird mit einem Gummistopfen verschlossen und kräftig geschüttelt. Nach dem Schütteln wird fast farbloses Wasser festgestellt. Aktivkohle bindet an seiner Oberfläche z.B. Farbstoffteilchen oder andere Teilchen.

Der Vorgang der Trennung mit Hilfe von Aktivkohle auf die beschriebene Art wird als Adsorption bezeichnet. Durch Filtrieren kann das Wasser nun noch von dem Adsorptionsmittel getrennt werden.

5.3 ALLES, WAS WIR BISHER ÜBER TRENNVERFAHREN WISSEN

Aus Stoffgemischen, die aus einer Flüssigkeit und aus einem in der Flüssigkeit nicht löslichen Farbstoff bestehen, kann man die einzelnen Stoffe durch verschiedene Arbeitsoperationen voneinander trennen.

Da sich das Eisen aufgrund seiner größeren Dichte am Boden des Reagenzglases ansammelt, kann es durch Dekantieren vom Wasser getrennt werden. Das Wasser wird dabei entweder vorsichtig abgegossen oder abgesaugt.

Im Filterpapier und in der Filterwatte sind Poren vorhanden, durch die das Wasser und auch andere Flüssigkeiten hindurchtreten können. Die Flüssigkeit sammelt sich unterhalb des Filters als sogenanntes Filtrat. Das in Wasser nicht lösliche Eisen verbleibt als Filterrückstand auf dem Filter.

Immer ist vor dem Einsatz eines Trennverfahrens zu überlegen, ob es das für das Stoffgemisch am besten geeignete ist.

Zum Beispiel könnte Eisen von Wasser auch durch Destillation oder einfaches Eindampfen getrennt werden. Dazu ist eine Wärmequelle erforderlich, eine komplizierte Apparatur, der Vorgang des Destillierens erfordert Zeit. In diesem Falle gibt es einfachere, effektivere Verfahren, die schon genannt wurden.

Du hast erfahren, wie Trennverfahren auch versagen können. Ein sehr vielseitig einsatzbares und damit für den Chemiker sehr wichtiges Trennverfahren ist das Destillieren. Da Flüssigkeiten aufgrund ihrer niedrigen Siedepunkte leicht verdampfen, kann man Stoffe, wie z.B. das Kochsalz und Wasser, durch Destillieren trennen. Im Destillationsapparat wird das leichtflüchtige Wasser durch Erhitzen zunächst verdampft und dann durch Kühlen kondensiert. Es sammelt sich in der Vorlage an. Das Kochsalz verbleibt als Destillationsrückstand im Erlenmeyerkolben.

EXPERIMENTE 28 bis 34 Anwendung unseres Wissens bei der Trennung eines Gemisches aus Eisenpulver, Schwefelpulver und Kochsalz

Je eine Spatelspitze Eisenpulver, Schwefelpulver und Kochsalz werden auf der Uhrglasschale gründlich vermischt.

Versuche, selbständig Dein Vorgehen beim Trennen des Stoffgemisches zu planen. Eine Hilfestellung gibt Dir die folgende Übersicht!

Trage die fehlenden Begriffe ein!

	Gemisch	Trennverfahren	abgetrennter Stoff
Variante 1	1. Eisen Schwefel Kochsalz	magnetisches Trennen	Eisen
	2. Schwefel Kochsalz Wasser	Filtrieren	Schwefel im Filter
	3. Kochsalz im Wasser gelöst (Filtrat)	Eindampfen	festes Kochsalz
Variante 2	1. Fe, S, Kochsalz + Wasser	Filtrieren	Fe + S im Filter
	2. Kochsalz im Wasser gelöst (Filtrat)	Abdampfen	festes Kochsalz
	3. Fe + S im Reagenzglas + Wasser	Umschütten	Eisen ist noch im Reagenzglas
	4. S + Wasser	Abdampfen	S im Reagenzglas

Abb. 15 Varianten zur Trennung eines Stoffgemisches

Gibt es weitere Varianten zur Trennung der drei Stoffe?

5.4. EIGENSCHAFTEN DER METALLE

EXPERIMENTE 35 bis 38 Elektrische Leitfähigkeit von Stoffen

VORÜBERLEGUNGEN

Schaust Du Dich in der Technik um, stellst Du fest, daß es sehr viele Stoffe gibt, die einen besonderen Glanz aufweisen. Man sagt auch, bestimmte Stoffe haben einen metallischen Glanz.

Es stellt sich damit die Frage, oder der Glanz das einzige, das typische Merkmal der Metalle ist oder ob es weitere typische Merkmale für Metalle gibt.

Vergleichst Du einen Kupferdraht, einen Eisennagel mit Schwefel oder Aktivkohle (Kohlenstoff), dann ist festzustellen, daß Kupfer und Eisen diesen typischen metallischen Glanz aufweisen, Schwefel und Kohlenstoff dagegen nicht. Schwefel ist also ein Stoff, der nicht zu den Metallen zählen dürfte.

Wollen wir untersuchen, welche der genannten Stoffe den elektrischen Strom leiten.

DURCHFÜHRUNG

GERÄTE: Stativ mit 2 kleinen Klemmhaltern, 2 Graphitelektroden, Glühlampe, Lampenfassung, Verbindungskabel (Klingeldraht selbst besorgen), Uhrglas, Reagenzglashalter, Spatel

CHEMIKALIEN: Kupferdraht, Eisennagel (selbst besorgen), Schwefel, Aktivkohle (Kohlenstoff)

Als Elektroden verwenden wir die Graphitelektroden. Beide erhalten an einer bestimmten Stelle eine Isolierung, indem jeweils ein 1 cm langes Schlauchstück über jede Elektrode gezogen wird. Die Elektroden sind dabei kurz anzufassen (vergleiche Abb. 8), um ihr Zerbrechen zu verhindern.

Mit Hilfe der beiden kleinen Klemmhalter werden sie am Stativ in gleicher Höhe in einem Abstand von 2 cm befestigt (Abb. 17). Vor Beginn des Experiments prüfen wir die Funktionstüchtigkeit der Batterie und der Glühlampe (Abb. 16).

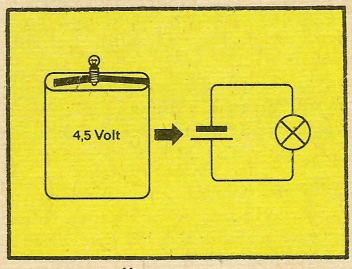


Abb. 16 Überprüfung der Funktionstüchtigkeit

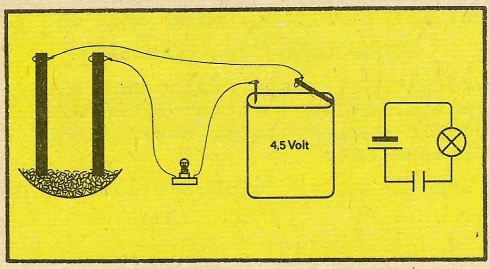


Abb. 17 Elektrische Leitfähigkeit von Stoffen

Wir überprüfen die elektrische Leitfähigkeit an Kupfer und Eisen, indem wir mit dem Reagenzglashalter das Metall gleichzeitig an beide Elektroden halten, die Elektroden miteinander sozusagen verbinden.

Schwefel und Aktivkohle werden jeweils auf das Uhrglas gegeben und dann von unten her in die Elektroden eingetaucht (vergleiche Abb. 17).

BEOBACHTUNG

Stoff	Aufleuchten der Glühlampe	Leiter oder Nichtleiter	treten Veränderungen bei der Leitfähigkeitsprüfung auf?
Eisen Kupfer Schwefel Kohlenstoff			

AUSWERTUNG

Wir wiederholen: Neben reinen Stoffen wie Eisen, Schwefel, Wasser und Kochsalz gibt es Stoffgemische.

Auf elektrische Leitfähigkeit haben wir einige reine Stoffe untersucht und dabei festgestellt, daß die Stoffe mit metallischem Glanz auch den elektrischen Strom geleitet haben. Diese beiden Merkmale sind typisch für Metalle. Dagegen gehören Schwefel und Kohlenstoff zu den Nichtmetallen.

5.5. VORSTOSS IN DIE MIKROWELT

Wir stellen uns nun die Frage, warum Metalle den elektrischen Strom leiten.

Um diese Frage für uns beantworten zu können, ist ein Ausflug in die Welt der Atome erforderlich.

Alle untersuchten Stoffe sind aus sehr kleinen Teilchen, den Atomen, aufgebaut. Wie wir wissen, besitzt jedes Teilchen eine Masse. Die wirkliche Masse z.B. des Kohlenstoffatoms beträgt

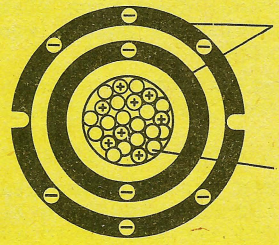
0,000000000000000000000002 g!

Man bezeichnet diese Masse auch als die absolute Atommasse. Kohlenstoffatome besitzen immer die gleiche Masse. Dagegen unterscheiden sich Atommassen z.B. der Kohlenstoffatome von denen der Eisenatome.

Die Ursache leitet sich aus dem Bau der Atome ab.

Alle Atome bestehen aus einem Atomkern und der Atomhülle.

BEISPIEL: Modell für ein Sauerstoffatom



A t o m h ü l l e
mit den negativ geladenen Elektronen, die auf den Elektronenschalen angeordnet sind.

A t o m k e r n
mit den positiv geladenen Protonen und den ungeladenen Neutronen.

BEISPIEL: Modell für ein Magnesiumatom

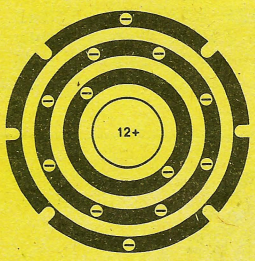


Abb. 18 Beispiele für Atommodelle

Die Protonen und Neutronen im Atomkern bestimmen die Atommasse. Bei einem Vergleich beider Atome sind Gemeinsamkeiten und Unterschiede feststellbar:

Gemeinsamkeiten	Unterschiede	Sauerstoff	Magnesium
. Atomkern . Protonen	Anzahl	8	12
. Atomhülle . Elektronenschalen	Anzahl	2	3
. Elektronen	Anzahl	8	12
. auf der äußeren Elektronenschale sind Elektronenlücken feststellbar	Anzahl	2	6

Atome des Sauerstoffes besitzen immer 8 Protonen und 8 Elektronen. Dagegen sind die Atome des Magnesiums immer durch 12 Protonen und 12 Elektronen gekennzeichnet.

Allgemein kann folgendes gesagt werden: Chemische Elemente bestehen aus Atomen, die durch eine bestimmte Anzahl von Protonen und Elektronen gekennzeichnet sind.

Sämtliche Elemente, die auf der Erde existieren, können in einem System zusammengefaßt werden, das als Periodensystem der Elemente bezeichnet wird.
Wie Du feststellen kannst, sind 105 Elemente aufgezählt.

In der modernen Sprache des Chemikers werden immer statt der ausführlichen Bezeichnung Symbole für die einzelnen Elemente verwendet. Mit diesen Symbolen werden wir nun immer arbeiten, wenn es gilt, Elemente zu kennzeichnen.

Berechtigt wirst Du nun auch die Frage stellen, woher wir wissen, wieviel Protonen und Elektronen Atome bestimmter Elemente besitzen. Untersuchen wir diese Frage am Beispiel des Elementes Aluminium. Im Periodensystem ist Aluminium mit dem Symbol Al gekennzeichnet.

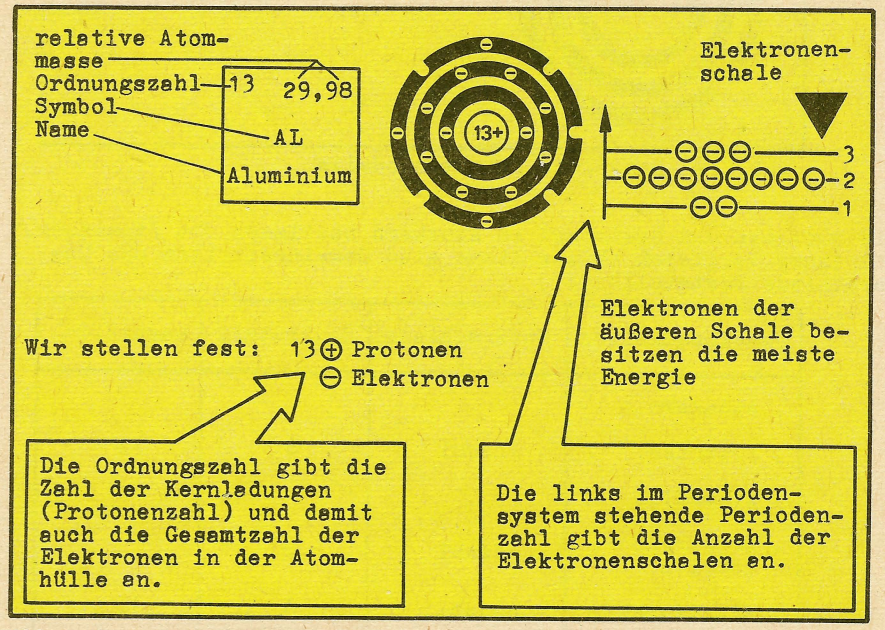


Abb. 19 Zusammenhang von Periodensystem und Atombau

Die Elektronenschalen sind die Aufenthaltsräume der Elektronen, welche annähernd gleiche Energie besitzen.

Die zwei Elektronen, welche sich auf der 1. Elektronenschale aufhalten, besitzen die geringste Energie. Sie werden als negative Ladungsträger stark von den Protonen im Kern angezogen. Dagegen sind die Elektronen der 3. Elektronenschale sehr energiereich. Diese Elektronen werden auch als Außenelektronen be-

zeichnet. Später werden wir erfahren, welche Bedeutung diese Außenelektronen und die Elektronenlücken auf der energiereichsten - der äußeren Elektronenschale - für das chemische Geschehen haben.

Insgesamt gibt es höchstens 7 Elektronenschalen, die bei den Elementen mit sehr großer Ordnungszahl mit Elektronen besetzt sind. Wir wollen bei unserem ersten Ausflug in die Welt der Atome den Atombau der Elemente mit den Ordnungszahlen 1 bis 18 mit Hilfe unserer Kenntnisse zum Periodensystem der Elemente untersuchen.

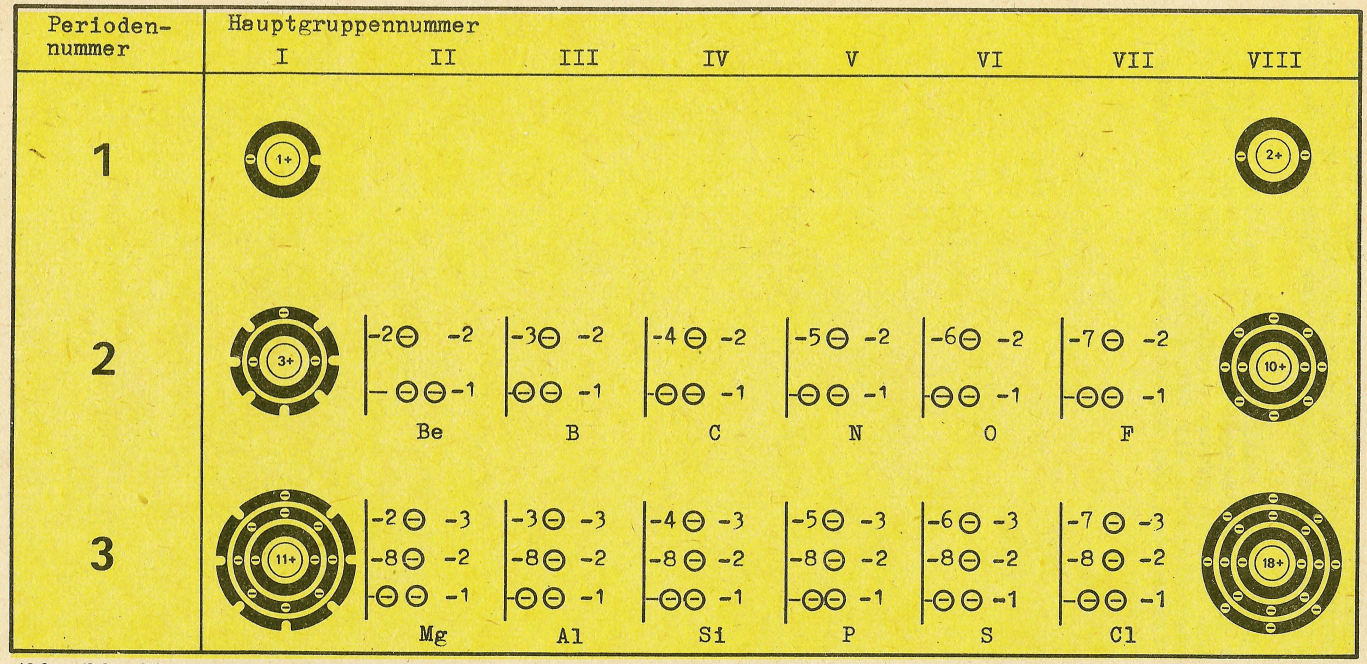


Abb. 20: Elektronenschalenmodelle der Elemente mit den Ordnungszahlen 1 - 18

In der 1. Periode sind Wasserstoff (H) und Helium (He) erfaßt. Helium als ein Edelgas besitzt auf der 1. Elektronenschale 2 Elektronen. Mehr können auf dieser Schale nicht aufgenommen werden.

Unter Helium stehen in der VIII. Hauptgruppe weitere Edelgase. Im Vergleich zu den Elementen der I. Hauptgruppe besitzen alle Edelgase keine Elektronenlücke. Sie können also keine Elektronen mehr aufnehmen. Man sagt in der Chemikersprache, daß Edelgase eine stabile Elektronenanordnung besitzen und deshalb nur unter ganz besonderen Bedingungen in ihren Eigenschaften zu verändern sind.

Alle anderen Elemente besitzen bei chemischen Vorgängen das Bestreben, ihre Elektronenlücken mit Elektronen aufzufüllen oder Elektronen abzugeben und damit wie die Edelgase eine stabile Elektronenanordnung zu erreichen.

Entscheidend sind bei solchen chemischen Vorgängen die energiereichsten, die Außenelektronen (genauer: Valenzelektronen).

Bis auf die 2 Elemente in der ersten Periode befinden sich auf der äußersten besetzten Elektronenschale nie mehr als 8 Elektronen. Vielleicht hast Du schon bemerkt, woher man sofort erfährt, wieviel Valenzelektronen einem Atom eines bestimmten Elementes zuzurechnen sind?

Die Hauptgruppennummer entspricht der Valenzelektronenzahl! Die Elemente der III. Hauptgruppe besitzen dementsprechend 3 Valenzelektronen, die der IV. Hauptgruppe 4 Valenzelektronen.

Kohlenstoff müßte so entweder 4 Elektronen aufnehmen und damit die Elektronenanordnung des Edelgases Argon erreichen oder 4 Elektronen abgeben und damit auf der nunmehr 1. Elektronenschale als Außenschale 2 Elektronen entsprechend dem Edelgas Helium besitzen.

Worauf ist nun die elektrische Leitfähigkeit der Metalle zurückzuführen?

In Abb. 21 sind die Elemente Natrium, Magnesium und Aluminium in der 3. Periode als Metalle erfaßt.
Sie leiten ebenfalls den elektrischen Strom.

Nimm einen Streifen Aluminiumfolie oder einen Magnesiumspan und überprüfe ebenfalls ihre elektrische Leitfähigkeit!

Mit starker Vergrößerung (Mikrofotografie) ist festzustellen, daß sich Metalle aus vielen kleinen Kristallen zusammensetzen. Aus welchen Teilchen bestehen die Metallkristalle?

Im Metallkristall sind die Metallatome bestrebt, eine stabile Elektronenanordnung zu erreichen. Wie schon festgestellt, besitzen beispielsweise die Metalle der 3. Periode wenig Valenzelektronen. Diese Feststellung trifft für alle Metalle zu. Deshalb geben die Metallatome im Metallkristall zum großen Teil ihre Valenzelektronen ab und erreichen so die stabile Elektronenanordnung des Edelgases mit der nächst kleineren Ordnungszahl. Da jedoch die Protonenzahl im Atomkern nicht verändert wird, besitzen die entsprechenden "Atomrümpfe" zuviel positive Ladungsträger und sind deshalb positiv geladen. Geladene Teilchen werden als I o n e n bezeichnet.

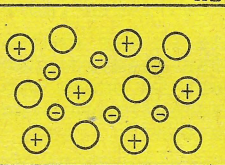
Natrium ^{11}Na	Natriumatom —Elektronenabgabe→ Na - Ion + freies Valenzelektron 11 Elektronen ←Elektronenaufnahme— 10 Elektronen 11 Protonen 11 Protonen •NA ⇌ $NA^+ + 1\,e^-$		
Aluminium ^{13}Al	Aluminiumatom —Elektronenabgabe→ Aluminium-Ion + freie Valenzelektronen 13 Elektronen ←Elektronenaufnahme— 10 Elektronen 13 Protonen 13 Protonen •Al ⇌ $Al^{+++} + 3\,e^-$		
Allgemein	Im Metallkristall befinden sich Metallatome		Im Metallkristall befinden sich Metallionen und freibewegliche Elektronen

Abb. 21 Aufbau eines Metallkristalls (Valenzelektronen werden als Punkte gekennzeichnet)

Der Zusammenhalt des Metallkristalles wird durch die Anziehungskräfte zwischen den Metall-Ionen und den frei beweglichen Valenzelektronen bewirkt. Diese Art der Bindung zwischen Teilchen wird auch als Metallbindung bezeichnet.

Typisch für den Metallkristall ist die leichte Verschiebbarkeit der freien Elektronen. So können Metallatome ihre Valenzelektronen abgeben, Metall-Ionen durch Aufnahme frei beweglicher Elektronen wieder als Metallatome vorliegen. Die leichte Verschiebbarkeit der frei beweglichen Elektronen im Metallkristall ist als Ursache für die gute elektrische Leitfähigkeit der Metalle anzusehen.

2 Bedingungen sind erfüllt, wenn ein elektrischer Strom fließt:

1. Es muß ein elektrischer Ladungsunterschied vorhanden sein, das heißt, zwischen den beiden Polen der Batterie

   ⊕ Anode (Mangel an Elektronen)

   ⊖ Katode (Überschuß an Elektronen)

   muß ein Unterschied in der Menge der Ladungsträger vorliegen. Dadurch entsteht eine elektrische Spannung.

2. Der elektrische Strom beruht auf der Bewegung der Elektronen. Freie Elektronen sind in Metallen vorhanden. Sobald man den Leiter zwischen den beiden Polen der Batterie anschließt, bewegen sich im Metall die frei beweglichen Elektronen zu dem Pol, an dem Mangel an Elektronen (Anode) besteht. Es fließt ein elektrischer Strom.

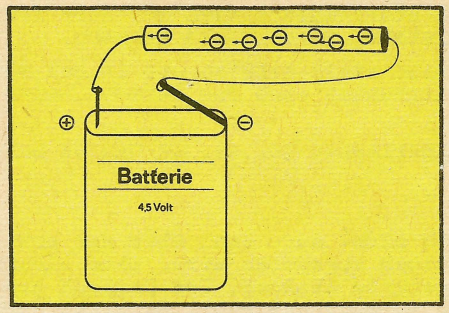


Abb. 22 Stromfluß im Metall

ZUSAMMENFASSUNG

Neben den Metallen unterscheiden wir die Nichtmetalle. Zu den Nichtmetallen gehören z.B. Schwefel, Kohlenstoff, Phosphor.

Nichtmetalle besitzen nicht den charakteristischen Metallglanz, leiten den elektrischen Strom nicht und unterscheiden sich durch eine weitere wichtige Eigenschaft von den Metallen, die schlechte Wärmeleitfähigkeit.

Metalle dagegen leiten Wärme sehr gut.

6 DIE CHEMISCHE REAKTION FÜHRT ZU STOFFÄNDERUNGEN

6.1. CHEMISCHE REAKTIONEN

EXPERIMENT 39 Verhalten eines Gemisches von Eisen und Schwefel beim Erhitzen

VORÜBERLEGUNGEN

Beim Mischen von Eisenpulver und Schwefel entstand ein Stoffgemisch. Beide Elemente lagen nebeneinander vor, ohne daß eine Änderung der typischen Eigenschaften des Metalls und des Nichtmetalls festzustellen war. Dies war auch der Grund dafür, sie durch geeignete Trennverfahren in reiner Form zurückzugewinnen.

Das Stoffgemisch, bestehend aus Kochsalz und Wasser, konnte durch Erhitzen (Destillation) wieder getrennt werden.

Was wird geschehen, wenn das Stoffgemisch Eisen-Schwefel erhitzt wird?

DURCHFÜHRUNG

GERÄTE: Uhrglas, Spatel, Nagel, Brenner, Reagenzglashalter

CHEMIKALIEN: Eisenpulver, Schwefel

0,5 cm^3 Eisenpulver und 1 cm^3 Schwefelpulver werden auf dem

Uhrglas vermischt. Dieses Stoffgemisch wird auf eine feuerfeste Unterlage (Kachel, Ziegelstein, Blechstück) gegeben.

Ein Stück Draht (Nagel) wird stark erhitzt und in das vorliegende Gemisch getaucht. Entzündet sich das Gemisch, wird der Draht herausgezogen.

Hebe den Stoff für die Experimente 40, 41, 42 und 44 auf.

BEOBACHTUNG

Das Eisen-Schwefel-Gemisch glüht auf, wenn über den erhitzten Draht Wärme an dieses Gemisch abgegeben wird. Eine bläuliche Flamme brennt durch das gesamte Gemisch. Das Gemisch braucht nach der Entzündung keine Wärmezufuhr mehr. Es glüht durch und setzt sogar Wärme frei. Nach dem Erkalten ist festzustellen, daß das Produkt des beobachteten Vorganges keine gelbe Farbe des Schwefels mehr zeigt und außerdem als feste und klumpige Masse vorliegt.

EXPERIMENTE 40 und 41 — Zwischen Eisen und Schwefel haben sich Anziehungskräfte ausgebildet

GERÄTE: Uhrglas, Spatel, Magnet, Reagenzglas

CHEMIKALIEN: Produkt aus Versuch 39, Wasser

Wenn sich in der einheitlichen festen Masse, die beim Erhitzen von Schwefel und Eisen im Experiment 39 entstanden ist, nicht nur die äußerlich erkennbaren Eigenschaften verändert haben, müßte das Auswirkungen haben auf die Möglichkeit der Trennung mit Hilfe des Magneten und des Dekantierens.

Untersuche den entstandenen Stoff! Prüfe, ob er sich mit Hilfe eines Magneten wieder in die Ausgangsstoffe zerlegen läßt.

Stelle dabei fest, ob der Stoff magnetisch ist.

BEOBACHTUNG

Der Stoff wird vom Magneten nicht angezogen. Das Aufschlämmen des zerriebenen Stoffes in Wasser zeigt eine einheitliche feste Masse. Der entstandene Stoff ist für weitere Experimente aufzuheben!

AUSWERTUNG

Die Stoffe Schwefel und Eisen können nach dem Erhitzen weder durch die Einwirkung eines Magneten noch durch Dekantieren getrennt werden. Es ist ein Stoff mit anderen Eigenschaften entstanden. Schwefel und Eisen haben chemisch miteinander reagiert. Eine chemische Reaktion ist ein Vorgang, durch den aus bestimmten Stoffen Stoffe mit anderen Eigenschaften entstehen.

Bei einer chemischen Reaktion gibt es immer Ausgangsstoffe und Reaktionsprodukte:

① Eisen + Schwefel ⟶ Eisensulfid

② Fe + S ⟶ FeS

Der Pfeil deutet an, in welche Richtung die chemische Reaktion verläuft.

Bei der Beschreibung einer chemischen Reaktion benutzt der Chemiker zwei Formen von chemischen Gleichungen:

① Wortgleichung

② chemische Reaktionsgleichung.

In der chemischen Reaktionsgleichung stehen an Stelle der Stoffmassen die entsprechenden chemischen Zeichen.

Wiederhole: Symbole kennzeichnen chemische Elemente, die immer aus einer Art von Atomen bestehen.

MERKE: Formeln bezeichnen chemische Verbindungen.

In unserem Fall ist ein Reaktionsprodukt entstanden, in dem Schwefelatome mit Eisenatomen eine feste Verbindung eingegangen sind. Eisen- und Schwefelatome sind chemisch miteinander verbunden. E i s e n s u l f i d ist der Name für den entstandenen Stoff, für die chemische Verbindung.

Chemische Verbindungen sind reine Stoffe. Mit folgenden chemischen Verbindungen hast Du schon gearbeitet:

Name	Formel	enthaltene Elemente
Kochsalz (Natriumchlorid)	NaCl	Natrium, Chlor
Kaliumpermanganat	$KMnO_4$	Kalium, Mangan, Sauerstoff

Was können wir noch an der durchgeführten chemischen Reaktion erkennen?

Eine chemische Reaktion ist stets von physikalischen Vorgängen begleitet, z.B. von der Aufnahme oder Abgabe von Wärmeenergie. Chemische Reaktionen, bei denen Wärme frei wird, bezeichnet man als e x o t h e r m e Reaktionen. Dabei muß man berücksichtigen, daß auch exotherme Reaktionen oft erst dann zustande kommen können, wenn man zunächst etwas erhitzt. Ein Beispiel dafür ist unsere Reaktion zwischen Schwefel und Eisen.

Es gibt aber auch chemische Reaktionen, die nur ablaufen, wenn die zur Reaktion kommenden Stoffe ständig erhitzt werden. Durch solche Reaktionen wird Energie verbraucht. Man nennt sie e n d o t h e r m e Reaktionen.

Wenn wir uns mit der chemischen Wissenschaft richtig vertraut machen wollen, müssen wir schließlich noch wissen, daß wir eine chemische S y n t h e s e durchgeführt haben.

Eine chemische Reaktion ist eine Synthese, wenn aus zwei oder mehreren Ausgangsstoffen ein oder mehrere Stoffe mit anderen Eigenschaften entstehen.

EXPERIMENT 42 Müssen chemische Reaktionen immer durch Erwärmen in Gang gebracht werden?

Arbeit mit der "Schutzmaske"

VORÜBERLEGUNGEN

Am Experiment 39 haben wir erkannt, daß selbst Reaktionen, die unter Wärmeabgabe verlaufen, zunächst durch Wärmezufuhr in Gang gebracht werden müssen. Können wir daraus ableiten, daß eine chemische Reaktion grundsätzlich nur dann zustande kommt, wenn wir Wärme zuführen?

Mit dem folgenden Experiment werden wir diese Frage beantworten!

Woran können wir bei diesem Experiment erkennen, ob eine chemische Reaktion stattgefunden hat?

DURCHFÜHRUNG

GERÄTE: 2 Reagenzgläser mit Seitenrohr, Reagenzglas, Tropfpipette mit Schlauchdichtung, Gaseinleitungsrohr mit Schlauchdichtung, U-Rohr mit Stopfen, Uhrglas, Stativ, Spatel, Schutzbrille

CHEMIKALIEN: Der nach Erhitzen erhaltene, zerriebene Stoff des Experiments 39 (Eisensulfid), Salzsäure, Wasser, Aktivkohle

Um im folgenden Experiment so zu arbeiten, daß niemand gefährdet wird, ist eine Apparatur notwendig, die aus drei verschiedenen Apparaten besteht:

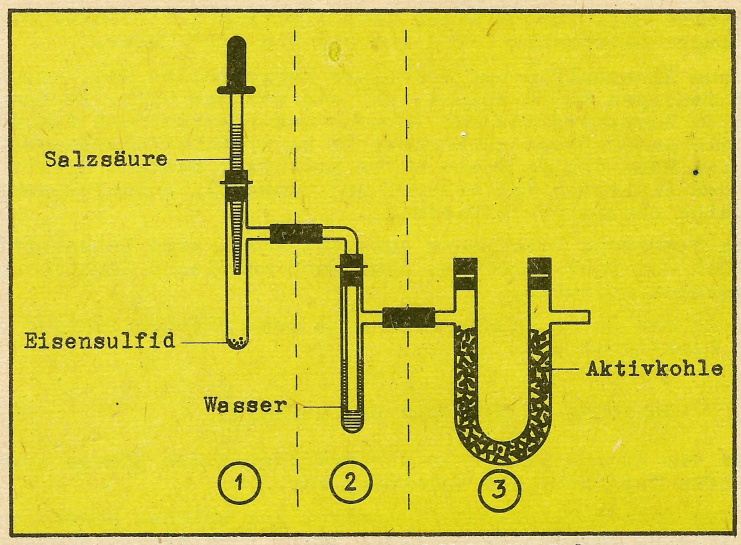


Abb. 23 Reaktion von Eisensulfid mit Salzsäure

(1) Gasentwickler (Zusammenbau, Abb. 1)
(2) Gaswäscher (Zusammenbau, Abb. 2)
(3) U-Rohr

In den Gasentwickler wird eine Spatelspitze Eisensulfid gegeben. In die Pipette sind 0,5 cm^3 Salzsäure aufzunehmen.

Gehe dabei, wie in Abb. 2 beschrieben, vor!

Der Gaswäscher wird mit 0,6 cm^3 Wasser und das U-Rohr mit einer etwa 2 cm hohen Schicht Aktivkohle gefüllt. Wenn alle Verbindungsteile dicht sind, wird die Salzsäure zugetropft. Stelle nach etwa 3 Minuten v o r s i c h t i g den Geruch zunächst im rechten Schenkel des U-Rohres und dann des Wassers fest. (Geruchsprobe nach Abb. 8!)

Die Reinigung des Gasentwicklers sollte im Freien erfolgen!

Etwas Wasser vom Gaswäscher wird in ein Reagenzglas gegeben. Das Reagenzglas ist mit einem Gummistopfen zu verschließen und für das Experiment 43 aufzuheben.

BEOBACHTUNG

Beim Auftropfen der Salzsäure entsteht ein Schaum. Durch das Wasser perlen Glasblasen. Die Luft im rechten Schenkel des U-Rohres riecht nicht. Das Wasser riecht unangenehm nach faulen Eiern.

AUSWERTUNG

Salzsäure reagiert ohne erwärmt zu werden mit dem im Experiment dargestellten Stoff. Man erkennt diese chemische Reaktion an der Gasentwicklung und am Geruch des entstandenen Gases. Da der unangenehme Geruch nach dem Hindurchleiten durch Aktivkohle nicht mehr feststellbar ist, kann man annehmen, daß Aktivkohle

bestimmte Gase zurückhalten kann (Prinzip der Schutzmaske!). Man sagt: Aktivkohle a d s o r b i e r t Gase.

Das aus Eisensulfid und Salzsäure hergestellte Gas, welches nach fauligen Eiern riecht, ist ein starkes Gift. Es kann bei höherer Konzentration zur Lähmung des Atemzentrums führen und deshalb unser Leben gefährden. Es heißt Schwefelwasserstoff. Wie der Name dieses Gases schon andeutet, besteht dieses Gas aus den Elementen Wasserstoff und Schwefel. Schwefelwasserstoff ist eine chemische Verbindung.

Diese chemische Verbindung entsteht auch, wenn Lebensmittel wie Fleisch und Eier verderben oder wenn chemische Umwandlungen in Dunggruben ablaufen.

Auch in der Natur laufen also ohne menschlichen Einfluß chemische Reaktionen ab.

6.2. VORSTOSS IN DIE WELT DER MOLEKÜLE

Neben den Atomen kommen in der Natur auch aus Atomen zusammengesetzte Teilchen, die Moleküle, vor.

Das Gas Schwefelwasserstoff besteht aus solchen Molekülen. Ein Molekül Schwefelwasserstoff setzt sich aus verschiedenartigen Atomen zusammen.

Name	Schwefelwasserstoff	Wasserstoffoxid	Sauerstoff
Formel	H_2S	H_2O	O_2
Modell für ein Molekül			
Anzahl der Atome im Molekül	Ein Schwefelatom ist mit zwei Wasserstoffatomen chemisch verbunden	Ein Sauerstoffatom ist mit zwei Wasserstoffatomen chemisch verbunden	Zwei Sauerstoffatome sind miteinander chemisch verbunden

Abb. 24 Moleküle von Gasen

Die kleingestellte Zahl (auch Index genannt) hinter einem Symbol gibt immer die Anzahl der Atome an.

Im Gas Schwefelwasserstoff, in der Flüssigkeit Wasser und im Gas Sauerstoff sind die kleinsten Teilchen die Moleküle.

Derartige Moleküle findet man besonders in chemischen Verbin-

dungen wie zum Beispiel in Gasen und Flüssigkeiten.

Es gibt Moleküle, die aus gleichen Atomen (Sauerstoff) und unterschiedlichen Atomen (Schwefelwasserstoff) bestehen.

Berechtigt wirst Du die Frage stellen, warum gerade zwei Sauerstoffatome zu einem Molekül verbunden sind, warum zwei Wasserstoffatome mit einem Sauerstoffatom oder Schwefelatom eine chemische Verbindung eingehen.

Diese Frage können wir schnell beantworten, wenn wir nochmals einen Ausflug in die Welt der Atome unternehmen.

Lies dazu nochmals das Kapitel 5.5. durch!

Was wissen wir:

- Atome besitzen auf der energiereichsten Außenschale Valenzelektronen und Elektronenlücken.

- Bei einer chemischen Reaktion wird durch die Atome angestrebt, eine stabile Elektronenanordnung durch Aufnahme oder Abgabe von Valenzelektronen zu erreichen.

- Stabile Elektronenanordnungen besitzen die Edelgase

He (Helium)	-	2 Valenzelektronen (Elektronenduett);
Ne (Neon)	-	8 Valenzelektronen und
alle anderen Edelgase	-	8 Valenzelektronen (Elektronenoktett).

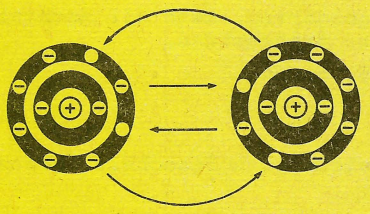
Wir merken uns:

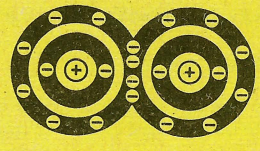
Bei der Vereinigung von Atomen zu Molekülen durchdringen sich die Elektronenschalen der Valenzelektronen. Dabei bilden sich ein oder mehrere Elektronenpaare zwischen den Atomen heraus. Jedes Atom ist durch den Mitbesitz dieser Elektronenpaare gekennzeichnet und kann dadurch eine stabile Elektronenanordnung erreichen. Die Form der Bindung von Atomen durch gemeinsame Elektronenpaare wird als A t o m b i n d u n g bezeichnet.

Beispiel 1:

Sauerstoff fehlen zwei Elektronen, um die stabile Elektronenanordnung des Edelgases Neon zu erreichen.

Es bilden sich zwei gemeinsame Elektronenpaare heraus. So erreicht jedes Sauerstoffatom einen stabilen Zustand - ein Elektronenoktett (8 Valenzelektronen).



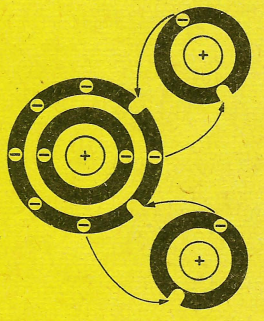


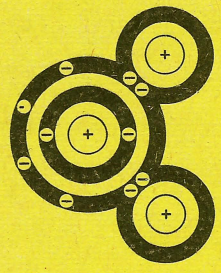
O + O $\xrightarrow{\text{Bildung von Elektronenpaaren}}$ O_2

Beispiel 2:

Sauerstoff und Wasserstoff bilden im Wassermolekül je ein Elektronenpaar, Wasserstoff ist bestrebt, eine Elektronenlücke und Sauerstoff zwei Elektronenlücken aufzufüllen.

Sauerstoff erreicht durch beide Elektronenpaare das Elektronenoktett, Wasserstoff durch ein gemeinsames Elektronenpaar jeweils mit Sauerstoff die stabile Außenschale entsprechend dem Edelgas Helium (Elektronenduett).





O + 2 H $\xrightarrow{\text{Bildung von Elektronenpaaren}}$ H_2O

Abb. 25: Bildung von Elektronenpaaren

Ähnlich erfolgt die chemische Bindung zwischen Wasserstoff und Schwefel in Schwefelwasserstoff. Die Anzahl der erforderlichen Elektronenpaare zur Erreichung einer stabilen Elektronenanordnung kann errechnet werden.

Molekül	O_2	H_2O	H_2S	CO_2	N_2
Gesamtzahl der Elektronen für stabile Elektronenanordnung	2·8=16	2·2+8=12	2·2+8=12	Kohlendioxid 8+2·8=24	Stickstoff
Summe der vorhandenen Valenzelektronen	2·6=12	2·1+6=8	2·1+6=8		
fehlende Elektronen	4	4	4		
erforderliche Elektronenpaare	2	2	2	4	3

Abb. 26 Errechnung der Anzahl von Elektronenpaaren

Ähnlich wie die Gase Sauerstoff und Stickstoff liegen fast alle anderen Gase, die aus einer Art von Atomen zusammengesetzt sind, als Moleküle vor. Die Kennzeichnung solcher Moleküle zeigt, daß sie immer aus zwei Atomen des gleichen Elements zusammengesetzt sind:

H_2	Wasserstoff
N_2	Stickstoff
O_2	Sauerstoff
Cl_2	Chlor.

6.3. WIR BETRACHTEN DIE CHEMISCHE REAKTION WEITER

EXPERIMENT 43 Das faulig riechende Wasser verursacht Farbänderung!

GERÄTE: Reagenzglas, Indikatorpapier

CHEMIKALIEN: Wasser aus Experiment 42

Wir untersuchen das Wasser des Gaswäschers im Versuch 42 auf seine Eigenschaften. Es riecht ebenfalls wie das Gas Schwefelwasserstoff faulig. Ein Stück des Indikatorpapiers Unitest wird

in das Reagenzglas gegeben. Der Farbstoff auf dem Papier wird rötlich.

Da das Indikatorpapier im Wasser nicht verändert wird, hat das Wasser im Gaswäscher neue Eigenschaften. Da es faulig riecht, ist anzunehmen, daß sich Schwefelwasserstoff zum Teil im Wasser gelöst hat. Es gibt Gase wie z.B. Schwefelwasserstoff, die im Wasser gut löslich sind. Das stark riechende Wasser wird auch Schwefelwasserstoffwasser genannt.

EXPERIMENT 44 Das Gas Schwefelwasserstoff verursacht auch eine Farbänderung!

GERÄTE: Becherglas, Tropfpipette, Indikatorpapier, Spatel, Schutzbrille

CHEMIKALIEN: Eisensulfid, Salzsäure

Im Becherglas wird ein kleines Stück Eisensulfid aus Experiment 39 mit 4 Tropfen Salzsäure versetzt. Nach Einsetzen der chemischen Reaktion und damit der Entwicklung von geringen Mengen Schwefelwasserstoff wird ein kleines Stück Indikatorpapier in das Becherglas gehalten.

Danach erfolgt die gleiche Handlung mit einem Stück angefeuchteten Indikatorpapier.

Die Rotfärbung des angefeuchteten Indikatorpapiers ist weitaus kräftiger.

Wasser ist eine wichtige Voraussetzung für das Ablaufen chemischer Reaktionen.

EXPERIMENTE 45 und 46 Wie reagieren die Elemente Schwefel und Eisen mit Salzsäure?

GERÄTE: Uhrglas, Spatel, Tropfpipette, Schutzbrille

CHEMIKALIEN: Eisenpulver, Schwefel, Salzsäure

Auf einem Uhrglas wird eine Spatelspitze Eisenpulver gegeben und mit 10 Tropfen Salzsäure versetzt.

Nach dem Säubern der Uhrglasschale wird etwas Schwefel mit Salzsäure versetzt.

Bei Zugabe von Salzsäure zu Eisen setzt eine heftige Reaktion ein. Es entsteht ein farbloses, geruchloses Gas. Eisen wird bei der Reaktion mit Salzsäure verbraucht!
Schwefel reagiert nicht mit Salzsäure.

EXPERIMENT 47 Wie verhält sich ein Gemisch von Eisen und Schwefel gegenüber Salzsäure?

GERÄTE: Uhrglas, Spatel, Tropfpipette, Schutzbrille

CHEMIKALIEN: Eisenpulver, Schwefel, Salzsäure

Eine Spatelspitze Eisen wird mit einer Spatelspitze Schwefel auf einem Uhrglas gemischt. Das Gemisch wird mit 5 Tropfen Salzsäure vermischt. Wiederum setzt eine heftige Reaktion ein, bei der Eisen mit Salzsäure reagiert. Es entsteht ebenfalls das farblose, geruchlose Gas.

Bei einem Vergleich des Ergebnisses von Experiment 42 mit den Ergebnissen der Experimente 45 und 47 ist festzustellen:

Schwefel und Eisen haben andere physikalische und chemische Eigenschaften als die chemische Verbindung Eisensulfid. Eisensulfid reagiert mit Salzsäure. Dabei entsteht als Reaktionsprodukt Schwefelwasserstoff.

Eisen reagiert mit Salzsäure. Dabei entsteht ein Gas, welches aber nicht wie Schwefelwasserstoff einen fauligen Geruch hat.

Man kann also sagen: Chemische Verbindungen zeigen in Abhängigkeit von ihrer stofflichen Zusammensetzung und der Art der chemischen Bindung zwischen den Atomen andere chemische und physikalische Eigenschaften als die Elemente, aus denen sie entstanden sind.

EXPERIMENT 48 Lösen sich alle Gase in Wasser?

GERÄTE: Gasentwickler, Gaswäscher, Tropfpipette, Stativ, Indikatorpapier, Spatel, Schutzbrille, Meßreagenzglas

CHEMIKALIEN: Eisenpulver, Salzsäure, Wasser

Bisher wurde festgestellt: Eisen reagiert mit Salzsäure. Dabei entsteht ein Gas, welches im Vergleich zu Schwefelwasserstoff geruchlos ist. Schwefelwasserstoff löste sich im Wasser und veränderte seine Eigenschaften.

In einen Gasentwickler wird eine Spatelspitze Eisenpulver gegeben. In die Pipette werden 0,6 cm^3 Salzsäure aufgenommen. An den Gasentwickler wird ein Gaswäscher, der mit 1 cm^3 Wasser gefüllt ist, angeschlossen.

Das entstehende Gas bei der Reaktion im Gasentwickler wird in den Gaswäscher geleitet.

BEOBACHTUNG

Das Wasser bleibt nach dem Durchleiten des Gases geruchlos. Das Indikatorpapier (Unitest) wird nicht verändert. Offensichtlich ist das entstandene Gas wasserunlöslich. Es reagiert nicht mit dem Wasser.

Wir unterscheiden wasserlösliche Gase von wasserunlöslichen.

EXPERIMENT 49 Reaktion von Kupfer und Schwefel

GERÄTE: Drahtnetz, Stativ, Uhrglas, Spatel, Eisenblech, Nagel, Reagenzglashalter

CHEMIKALIEN: Kupferpulver, Schwefelpulver

0,1 cm^3 Kupfer werden mit 0,4 cm^3 Schwefel gemischt.

Das Drahtnetz wird auf zwei Klemmhalter waagerecht aufgelegt. Auf dieses Drahtnetz legen wir eine feuerfeste Unterlage in Form z.B. eines Eisenbleches. Dazu kann der Deckel einer Konservenbüchse verwendet werden. Das Gemisch wird auf dem Blech aufgehäufelt. Mit Hilfe eines glühenden Drahtes wird das Gemisch gezündet. Es tritt ein ähnlicher Effekt wie im Experiment 39 ein.

Kupfer und Schwefel verändern als Ausgangsstoffe der erfolgten chemischen Reaktion ihre Eigenschaften. Es entsteht eine chemische Verbindung zwischen Kupfer und Schwefel, das Kupfersulfid mit der Formel Cu_2S. Kupfersulfid sieht blauschwarz aus.

EXPERIMENT 50 Helle Feuererscheinungen

GERÄTE: Uhrglas, Spatel, Eisenblech, Drahtnetz, Stativ, Brenner, Schutzbrille

CHEMIKALIEN: Zinkpulver, Schwefelpulver

Die Reaktion von Zinkpulver mit Schwefel verläuft sehr heftig. Schutzbrille! Deshalb ist bei dieser Reaktion besondere Vorsicht geboten. Das Experiment ist im Freien durchzuführen!

Auf dem Uhrglas werden deshalb nur 0,1 cm^3 Zinkpulver und 0,3 cm^3 Schwefelpulver gut gemischt. Das Gemisch wird auf ein Eisenblech gegeben, welches auf dem Drahtnetz liegt. Nun wird mit Hilfe des Brenners das Drahtnetz und damit auch das Zink-Schwefel-Gemisch erhitzt. Sofort nach Abstellen des Brenners unter das Drahtnetz zur Seite treten!

Nach kurzer Zeit verpufft das Gemisch. Eine grelle Leuchterscheinung tritt auf. Es entsteht weißes Zinksulfid.

$$Zn + S \longrightarrow ZnS$$

Diese Reaktion verläuft unter Abgabe von Energie wie alle anderen durchgeführten Reaktionen von Metallen mit Schwefel. Alle diese Reaktionen sind exotherm.

EXPERIMENT 51 Nachweis der Wärmeabgabe bei einer chemischen Reaktion

GERÄTE: Reagenzglas, Spatel, Uhrglas, Thermometer, Tropfpipette, Schutzbrille

CHEMIKALIEN: Kaliumpermanganat, Propantriol (Glycerol)

Erinnern wir uns an das erste Experiment, welches wir durchführten! Bis jetzt können wir uns die beobachteten Erscheinungen dabei noch nicht erklären. Wie kam es zur chemischen Reaktion des Magnesiums? Bisher haben wir einige chemische Reaktionen ohne Zufuhr von Wärme auslösen können. Andere dagegen verlaufen zwar exotherm, benötigen aber zur Auslösung der Reaktion eine gewisse Ausgangstemperatur, die aktivierend wirkt.

Im Experiment 1 tropften wir Glycerol zu etwas zerriebenem Kaliumpermanganat.

Untersuchen wir, was bei Zugabe von Glycerol zu Kaliumpermanganat geschieht.

1 cm^3 Kaliumpermanganat wird vorsichtig im Reagenzglas mit Hilfe des Glasstabes zerrieben und dann auf die Uhrglasschale gehäufelt. Dazu werden 2 - 3 Tropfen Glycerol gegeben. Schutzbrille! Mit dem Thermometer wird die Temperatur gemessen.

BEOBACHTUNG

Bei Zugabe von Glycerol zu Kaliumpermanganat kommt es zu einer chemischen Reaktion, bei der es zu Blasenbildung und zur Wärmeabgabe kommt. Also war eine wichtige Bedingung im ersten Experiment geschaffen worden, die Freisetzung von Wärme ohne einen Brenner oder andere Heizquellen.

EXPERIMENTE 52 und 53 Läuft wirklich eine chemische Reaktion ab?

VORÜBERLEGUNGEN

Durch unsere bisherigen Experimente haben wir erkannt, daß chemische Reaktionen an der Gasentwicklung, am Geruch, aber auch an der Abgabe oder Aufnahme von Wärmeenergie erkannt werden können.

Versuche nachzuweisen, ob beim Zusammengeben von Natronlauge und Salzsäure eine chemische Reaktion stattfindet!

DURCHFÜHRUNG

GERÄTE: Reagenzglas, Stativ, Tropfpipette, Becherglas, Thermometer, Meßreagenzglas

CHEMIKALIEN: Natronlauge, Salzsäure

a) In einem Reagenzglas, welches am Stativ gehaltert ist, werden 10 Tropfen Natronlauge mit 5 Tropfen Salzsäure versetzt.

b) Von 2,5 cm^3 Natronlauge, die in das Becherglas gegeben werden, wird die Temperatur gemessen. Dann wird 1 cm^3 Salzsäure zugetropft.

Dabei ist die Temperaturveränderung am Thermometer zu beobachten.

Im Versuch a) ist keine Veränderung zu beobachten. Natronlauge und Salzsäure ergeben eine klare, durchsichtige Lösung. Man könnte also annehmen, daß bei Zugabe von Salzsäure zur Natronlauge keine chemische Reaktion abgelaufen ist.

Dem widerspricht die Beobachtung im Experiment b). Die Temperaturerhöhung läßt die Vermutung zu, daß zwischen Natronlauge und Salzsäure eine chemische Reaktion erfolgte.

6.4. EINE WESENTLICHE ERKENNTNIS

In der Chemie untersuchen wir Stoffe! Um die verschiedenen Stoffe erkennen und unterscheiden zu können, muß man ihre Eigenschaften kennen. Bei physikalischen Vorgängen bleiben die Eigenschaften der Stoffe erhalten. Durch chemische Reaktionen werden im Unterschied dazu Stoffe mit neuen Eigenschaften gebildet.

Chemische Reaktionen sind stets von physikalischen Vorgängen (z.B. Licht, Wärme) begleitet. Die chemischen Verbindungen haben andere Eigenschaften als die chemischen Elemente, aus denen sie bestehen.

7 L U F T

ALS EIN LEBENSNOTWENDIGER UND UNERSCHÖPFLICHER ROHSTOFF

Die Luft interessierte mit ihren Eigenschaften schon immer Wissenschaftler, die sich mit der Erforschung von biologischen und chemischen Vorgängen beschäftigten.

Bis zum Ende des 18. Jahrhunderts wurde bis auf wenige Ausnahmen Luft als ein Stoff einheitlicher Zusammensetzung angesehen.

Der Chinese MAO-KHOA behauptete schon im Jahre 750, Luft sei aus zwei Bestandteilen zusammengesetzt, einem unvollkommenen (der sich mit Schwefel, Metallen und Kohle verbindet) und einem vollkommenen.

STAHL gewinnt 1715 aus Salpeter einen "eigenthümlichen luftigen Dunst", der die Verbrennung verstärkt.

1749 vermutet LOMONOSSOW, daß beim Verbrennen von Metallen deren Gewicht durch irgend einen anderen Stoff aus der Luft vermehrt wird.

SCHEELE als Apotheker beschreibt in seinem Hauptwerk 1777 "Chemische Abhandlung von der Luft und dem Feuer" zwei Bestandteile der Luft. Nach seiner Auffassung gab es die Feuerluft, durch welche das Feuer in der allgemeinen Luft brennt. Diese Feuerluft sei aber mit solcher Luft vermischt, welche zum Brennbaren keine Anziehung hat.

PRIESTLEY (1733 - 1804) beschäftigte sich als Prediger in seinen naturwissenschaftlichen Arbeiten mit chemischen Prozessen. Dabei findet die Feuerluft sein besonderes Interesse. Er beobachtete, wie gut sich Mäuse in der von ihm untersuchten Luft entwickelten. An sich selbst probierte er die Wirkung dieser selbsthergestellten Feuerluft aus und stellte deren wohltuende Wirkung auf die Lungen fest.

LAVOISIER studierte neben Jura vor allem naturwissenschaftliche Fächer. Er führte für die Feuerluft oder "reinste Luft" als Bestandteil der Luft 1778 den Namen S a u e r s t o f f ein.

PRIESTLEY und LAVOISIER gewannen durch Untersuchungen von Verbrennungsvorgängen die Erkenntnis, daß Luft eine Mischung der zwei Elemente Stickstoff und Sauerstoff darstellt.

Heute kennen wir die genaue Zusammensetzung der Luft:

STICKSTOFF	78,10 Vol.-%
SAUERSTOFF	20,94 Vol.-%
KOHLENDIOXID	0,03 Vol.-%
EDELGAS	0,93 Vol.-%

Wie schon von PRIESTLEY festgestellt, benötigen Pflanzen, Tiere und die Menschen vor allem den Sauerstoff für die Aufrechterhaltung der Lebensvorgänge.

Aber auch viele andere lebenswichtige Prozesse in der Natur und der Industrie sind auf Sauerstoff und damit auf Luft angewiesen.

7.1. ENTSTEHUNG VON F E U E R

Wie wir schon wissen, sind für das Auslösen einer chemischen Reaktion bestimmte Bedingungen erforderlich. Ähnlich ist es bei der Verbrennung von Stoffen.

EXPERIMENTE 54 und 55 Unter welchen Bedingungen brennt H o l z ?

VORÜBERLEGUNGEN

Wir wissen, daß Holz ein brennbarer Stoff ist. Dennoch brennt ein etwa 10 mm breites, 10 mm hohes und 100 mm langes Stück Holz nicht, wenn ein brennendes Streichholz dagegengehalten wird. Wie ist das zu erklären?

Überlege, wie man vorgehen müßte, wenn das Stück Holz - ohne weitere Stoffe zu benutzen - doch durch ein Streichholz verbrannt werden soll!

Was geschieht, wenn ein Stück Holz gleicher Abmessungen in der Flamme eines Spiritusbrenners erhitzt wird?

DURCHFÜHRUNG

GERÄTE: Stativ, Becherglas, Brenner, Messer, Drahtnetz, Reagenzglashalter

CHEMIKALIEN: Holzstück

a) Überzeuge Dich davon, daß das Holzstück durch ein Streichholz wirklich nicht angezündet werden kann!

Schneide von dem Holzstück mehrere kleine, möglichst dünne Späne ab. Lege diese zu einem kleinen Haufen zusammen auf das Drahtnetz, das Drahtnetz auf das Becherglas (oder eine andere feuerfeste Unterlage), spanne den Rest des Holzstückchens so in das Stativ ein, daß es dicht über den Spänen angebracht ist. Entzünde die Späne mit einem Streichholz.

b) Erhitze ein zweites, größeres Stück Holz in der Flamme eines Spiritusbrenners.

BEOBACHTUNG

Die Holzspäne lassen sich durch die Flamme eines Streichholzes entzünden. Durch die brennenden Späne und durch die Flamme des Spiritusbrenners wird auch ein größeres Stück Holz entzündet.

AUSWERTUNG

Die dünnen Holzspäne werden an den Stellen der Einwirkung der Streichholzflamme höher erhitzt, als das massive Stück Holz. Der brennbare Stoff brennt erst, wenn durch das Erhitzen seine Entzündungstemperatur erreicht wird.

Je besser Stoffe verteilt sind (Zerteilungsgrad), desto eher wird die Entzündungstemperatur erreicht, desto eher läßt sich der Stoff entzünden.

EXPERIMENTE 56 bis 59 — Abhängigkeit der Entzündbarkeit der Stoffe vom Zerteilungsgrad

GERÄTE: Brenner, Glasrohr, Gummihalbgebläse, Reagenzglashalter, Spatel

CHEMIKALIEN: Eisenblech, Aluminiumfolie, Eisenpulver, Aluminiumgrieß

Bei diesem Experiment sollte der Brenner auf jeden Fall auf der Experimentierunterlage stehen!

Man hält ein Stück Eisenblech und ein Stück Aluminiumfolie in die Brennerflamme.

Das kleine Glasrohr wird an einem Ende mit dem Gummigebläse verbunden. Am anderen Ende wird es mit w e n i g Eisenpulver gefüllt. Mit Hilfe des Gebläses ist das Eisenpulver in die Brennerflamme zu blasen.

Das Experiment wird mit Aluminiumpulver wiederholt.

Beim Hineinblasen der Metallteilchen ist ein helles Aufleuchten zu beobachten.

Wiederum ist der Verteilungsgrad der Stoffe entscheidend für das Erreichen der Entzündungstemperatur.

Die Aluminiumfolie schmilzt lediglich, und das Eisenblech beginnt schwach zu glühen.

Die Reaktion von Stoffen ist vom Verteilungsgrad abhängig. Sie wird umso leichter verlaufen, je größer der Verteilungsgrad ist.

EXPERIMENT 60 — Wie verhält sich Holz beim Erhitzen im Reagenzglas?

VORÜBERLEGUNG

Wenn das Erhitzen bis zur Entzündungstemperatur die einzige Voraussetzung dafür ist, daß das Holz verbrennt, dann müßte im Reagenzglas erhitztes Holz verbrennen.

DURCHFÜHRUNG

GERÄTE: Reagenzglas, Reagenzglashalter, Brenner

CHEMIKALIEN: Holzstückchen (2 Streichhölzer ohne Kuppe, zerkleinert)

Die zerkleinerten Holzstückchen werden im Reagenzglas kräftig erhitzt. Von Zeit zu Zeit wird die Öffnung des Reagenzglases an die Flamme gehalten.

BEOBACHTUNG

Beim Erhitzen von Holz im Reagenzglas entsteht Rauch, der sich entzünden läßt.

AUSWERTUNG

Im Reagenzglas erhitztes Holz verbrennt nicht. Es wird zersetzt und verkohlt. Dabei entsteht ein brennbares Gas. Das Erreichen der Entzündungstemperatur ist demzufolge nicht die einzige Bedingung, die erfüllt sein muß, wenn der brennbare Stoff Holz angezündet werden soll.

HINWEISE zur Reinigung:

Im Reagenzglas hat sich eine braune Flüssigkeit (Holzteer) angesammelt, die schwer mit Wasser zu entfernen ist. Das Holz ist nach der Durchführung des Experimentes zu entfernen.

Danach kann mit etwas Putz- und Scheuermittel (Ata, Pulax) das Reagenzglas mit der Reagenzglasbürste gereinigt werden.

EXPERIMENT 61 Eine weitere wichtige Bedingung für die Verbrennung von Holz

VORÜBERLEGUNGEN

Wenn wir diese Frage beantworten wollen, haben wir zu überlegen, was wir im Experiment 54, als das Holz brannte, anders gemacht haben als im Experiment 60.

Wir haben das Holz einmal direkt in der Flamme erhitzt.

Im zweiten Experiment war noch die Glaswand des Reagenzglases zwischen Holz und Flamme. Beim direkten Erhitzen konnte die Luft ungehindert an das Holz heran. Das war im Reagenzglas nicht der Fall. Wenn der unbehinderte Luftzutritt eine weitere Bedingung für das Verbrennen des Holzes nach Erreichen der Entzündungstemperatur ist, dann müßte im Becherglas erhitztes Holz verbrennen.

DURCHFÜHRUNG

GERÄTE: Becherglas, Drahtnetz, Stativ, Brenner

CHEMIKALIEN: 2 zerkleinerte Streichhölzer ohne Kuppe

Das Drahtnetz wird am Stativ angebracht. Auf dem Drahtnetz wird das Becherglas erhitzt, in welchem sich zerkleinerte Streichholzstückchen (ohne Kuppe!) befinden.

BEOBACHTUNG

Wenn die kräftige Rauchentwicklung beendet ist, beginnt das Holz zu glühen.

AUSWERTUNG

Der brennbare Stoff Holz verbrennt auch nach dem Erreichen der Entzündungstemperatur nur, wenn gleichzeitig genügend Luft vorhanden ist. Das Verbrennen eines Stoffes ist nur möglich, wenn 3 Bedingungen erfüllt sind:

1. Der Stoff muß brennbar sein.
2. Die Entzündungstemperatur muß erreicht werden.
3. Luft muß ungehindert an den Stoff herantreten können.

EXPERIMENT 62 Wie wichtig ist die Luft bei der Verbrennung?

GERÄTE: Becherglas, Drahtnetz, Stativ, Brenner, Glasrohr, Gummihalbgebläse

CHEMIKALIEN: 2 zerkleinerte Streichhölzer ohne Kuppe

Wie im Experiment 61 sind nochmals Holzstückchen zu erhitzen. Das kleine Glasrohr wird an das Gummigebläse angeschlossen. Wenn das Holz zu glühen beginnt, wird das Glasrohr in das Becherglas eingetaucht und Luft in das Becherglas vorsichtig gedrückt. Das Holz glüht bei zusätzlicher Luftzufuhr hell auf.

EXPERIMENT 63 Wir stellen H o l z k o h l e her!

GERÄTE: Reagenzglas mit Seitenrohr, Gummistopfen, Brenner, Stativ

CHEMIKALIEN: 2 zerkleinerte Streichhölzer ohne Kuppe

Um Holzkohle herzustellen, wird die Luftzufuhr verhindert. Noch heute wird Holzkohle vom Köhler im Wald hergestellt.

Dazu wird Holz zu großen Haufen aufgeschichtet und mit Rasen und Erde bedeckt. Diese Haufen werden auch als Meiler bezeichnet. Das Holz wird entzündet. Durch die Erde und den aufgeschichteten Rasen dringt nur sehr wenig Luft an das Holz. Das Holz verbrennt so nicht, es verkohlt.

Wir stellen Holzkohle im Reagenzglas her.

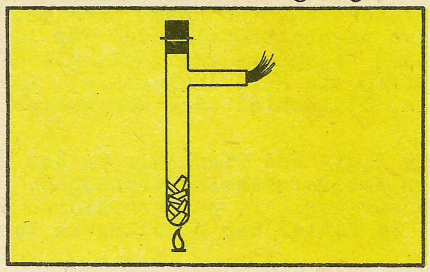


Abb. 27 Holzkohleherstellung

Beim Erhitzen der Holzstückchen (Streichholzstückchen ohne Kuppe!) unter Luftabschluß entsteht wieder brennbares Holzgas, welches durch Verbrennung vernichtet wird. Im Reagenzglas mit Seitenrohr bleibt nach längerem Erhitzen Holzkohle zurück.

EXPERIMENT 64 Wir schreiben mit Holzkohle

GERÄTE: weißes Papier

CHEMIKALIEN: Holzkohle aus Experiment 63

Nach dem Abkühlen kann die Holzkohle entnommen werden. Auf einem weißen Blatt Papier kann sehr gut mit Holzkohle geschrieben werden.

EXPERIMENT 65 Holzkohle als Entfärbungsmittel

GERÄTE: Reagenzglas, Spatel, Becherglas, Filterpapier, Trichter, Stativ

CHEMIKALIEN: Holzkohle aus Experiment 63, Wasser, Tinte

Holzkohle besteht aus dem Element, dem Nichtmetall Kohlenstoff. Um einen größeren Verteilungsgrad des Kohlenstoffes zu erhalten, wird etwas Holzkohle mit Hilfe des Glasstabes in einem Reagenzglas zerdrückt. Das Holzkohlepulver wird in das Becherglas gegeben, in welchem sich 6 cm^3 Wasser befinden. Dieses Wasser wurde vorher mit 2 Tropfen Tinte angefärbt. Das Becherglas wird nun so bewegt, daß sich die enthaltenen Stoffe durchmischen.

Durch Filtrieren kann das Wasser von der Holzkohle getrennt werden.

Das Filtrat zeigt nur noch eine schwache Färbung.

Ähnlich wie im Experiment 42 die Aktivkohle Stoffe an seiner Oberfläche oder in den vorhandenen Kanälen adsorbiert, bindet der Kohlenstoff in der Holzkohle die Farbstoffteilchen. Je größer der Verteilungsgrad der Holzkohle dabei ist, desto intensiver läuft der Vorgang der Adsorption ab.

Feste Stoffe wie Holz und Aktivkohle sind zur Adsorption befähigt. Dabei kommt es zur Anreicherung von Gasen oder gelösten Stoffen an der Oberfläche des Adsorptionsmittels. Für Adsorptionszwecke ist die Aktivkohle besonders geeignet, die durch spezielle Verfahren aus Stoffen wie Holz (Holzkohle), tierischen Abfällen (Knochenkohle, Blutkohle) oder Rohrzucker (Zukkerkohle) herzustellen ist.

So findet beispielsweise die Blut- und Tierkohle in der Medizin zur Entgiftung und Entgasung des Darmkanals Verwendung. Da Aktivkohle viele giftige Gase aus der Luft zu adsorbieren vermag, findet sie als eine Schicht im Filter der Schutzmaske Verwendung.

EXPERIMENT 66 Kohlenstoff im Zucker?

GERÄTE: Reagenzglas, Brenner, Stativ, Spatel

CHEMIKALIEN : Zucker

In vielen Stoffen, die uns umgeben, ist das Element Kohlenstoff mit anderen Elementen chemisch verbunden. Betrachten wir den kristallinen, weißen Zucker im Haushalt. In ihm ist Kohlenstoff nicht zu vermuten. Dennoch ist Kohlenstoff enthalten!

In einem Reagenzglas werden 3 Zuckerkristalle erhitzt.
Im Reagenzglas bleibt Zuckerkohle zurück.

EXPERIMENTE 67 und 68 Kohlenstoff wird in weiteren Stoffen nachgewiesen

GERÄTE: Becherglas, Reagenzglashalter, Brenner

CHEMIKALIEN: Kerze, Plastwerkstoff

Eine Kerze wird entzündet. In die Flamme wird das Becherglas mit seinem Boden gehalten.

Ein ca. 1 cm^2 großes Stück Plastwerkstoff (Rahmbutterdose, Milchbeutel) wird mit dem Reagenzglashalter in der Brennerflamme erhitzt. Der Plastwerkstoff entzündet sich. Über die Flamme des untersuchten Stoffes wird ebenfalls der Boden des Becherglases gehalten. In beiden Fällen schlägt sich am Becherglasboden ein schwarzer Stoff nieder. Diesen Stoff finden wir auch in Ofenrohren. Es ist R u ß . Ruß ist fast reiner Kohlenstoff.

EXPERIMENT 69 Prinzip der Streichhölzer

GERÄTE: Reagenzglas, Stativ, Brenner

CHEMIKALIEN: 2 Streichholzkuppen

Wie wir festgestellt haben, entzündet sich das Holz des Streichholzes nur schwer.

Beim Streichen der Kuppe des Streichholzes an der Reibfläche jedoch entzündet sich das Streichholz sehr schnell. Offensichtlich müssen alle Bedingungen zum Erreichen der Entzündungstemperatur beim Streichen des Streichholzes über die Reibfläche der Streichholzschachtel gegeben sein.

Untersuchen wir die Bedeutung der Streichholzkuppe.

Dazu entfernen wir von zwei Streichhölzern die Streichholzkuppen und geben sie in ein Reagenzglas. Das Reagenzglas wird schräg und so am Stativ eingespannt, daß die Brennerflamme an den Reagenzglasboden reicht. Wir stellen den Brenner unter das Reagenzglas und entfernen uns auf einen Meter.

Nun kennen wir die Ursache für das gute Entzünden des Streichholzes. Im Zündkopf (statt Kuppe) des Streichholzes sind Stoffe zu vermuten, die sich leicht bei Reibung auf der Reibfläche entzünden. So sind im Zündkopf eine sehr sauerstoffreiche Verbindung ($KClO_3$), der leicht zu entzündende Schwefel sowie Bindemittel enthalten. Auf der präparierten Reibfläche sind z.B. in Spuren roter Phosphor und Rauhungsmittel vorhanden.

Reibung führt zur Entzündung der Stoffe im Zündkopf und damit zum Erreichen der Entzündungstemperatur des Streichholzes.

EXPERIMENT 70 Brennt Brennspiritus wirklich?

GERÄTE: Becherglas, Drahtnetz, Uhrglas, Pneumatische Wanne, Meßreagenzglas

CHEMIKALIEN: Brennspiritus

Um Holz zu verbrennen, mußte es erhitzt werden zur Erreichung der Entzündungstemperatur.

Wir wollen jetzt beobachten, wie sich Brennspiritus verhält, wenn wir ihn verbrennen wollen!

Das Drahtnetz dient als zusätzliche Experimentierunterlage. Darauf steht das Becherglas, in welches wir 1 cm^3 Brennspiritus geben. Die Geruchsprobe wird durchgeführt.

Brennspiritus ist auch in größerer Entfernung zu riechen. Daraus ist abzuleiten, daß er sehr leicht verdampft, eine niedrige Siedetemperatur besitzt.

Nun wird ein brennendes Streichholz in das Becherglas gehalten, ohne die Flüssigkeit zu berühren. Sofort entsteht eine Flamme.

Es ist festzustellen: Die Flüssigkeit selbst brennt nicht, sondern die Dämpfe verbrennen. Legen wir jedoch die Uhrglasschale auf die Becherglasöffnung, reicht die Luft nicht für die Verbrennung der Dämpfe aus. Die Flamme erstickt.

Die Entzündungstemperatur von Brennspiritus liegt weitaus niedriger als die von Holz. Benzin ist ebenfalls eine Flüssigkeit, die Stoffe enthält, die sehr leicht verdampfen. Benzindämpfe wie auch Brennspiritusdämpfe können sich sehr gut mit der Luft durchmischen. Aus diesem Grunde kann es zu heftigen Verbrennungen, ja sogar in geschlossenen Behältern bei Vorhandensein von

Benzindämpfen zu Explosionen kommen.

EXPERIMENT 71 Zeitungspapier brennt, verbrennt jedoch nicht

GERÄTE: Becherglas, Erlenmeyerkolben, Uhrglas, Meßreagenzglas

CHEMIKALIEN: Brennspiritus, Wasser, Zeitungspapier

Ein Streifen Zeitungspapier (6 cm x 6 cm) wird zurechtgeschnitten. Im Becherglas werden 3 ml Brennspiritus in 3 ml Wasser gelöst. In die Lösung wird der Papierstreifen eingetaucht und mit der Lösung getränkt. Die Restlösung wird in den Erlenmeyerkolben dekantiert. Alle brennbaren Stoffe sind vom Becherglas zu entfernen!

Der nun getränkte Papierstreifen befindet sich immer noch im Becherglas. Mit einem Streichholz wird das Papier nun angebrannt. Nach 10 Sekunden wird das Feuer durch Auflegen des Uhrglases oder mit Hilfe einer zurechtgeschnittenen Pappscheibe gelöscht.

Das Papier brannte, trotzdem ist es nicht verbrannt.

Du hast nun schon 70 Experimente durchgeführt und bist kein Neuling mehr auf dem Gebiet des Experimentierens. So wirst Du bestimmt in der Lage sein, die beobachtete Erscheinung zu erklären. Deine Freunde werden sicherlich über diesen Effekt verwundert sein.

Wasser siedet erst bei 100 °C und befindet sich so länger im Papier als Brennspiritus. Die Brennspiritusdämpfe verbrennen, ohne daß das feuchte Papier sich entzündet.

EXPERIMENT 72 Ist Kerzenparaffin ein ähnlich leicht brennbarer Stoff wie Brennspiritus?

GERÄTE: Becherglas, Drahtnetz, Stativ, Brenner

CHEMIKALIEN: Kerzenparaffin, Holzspan

In das trockene Becherglas wird ein Stück Kerzenparaffin (ca. 1 cm^3) gegeben und auf das Drahtnetz gestellt, welches auf den Stativklemmen des Stativs aufliegt.

Nun wird Kerzenparaffin vorsichtig bis zur klaren Schmelze erhitzt. Der Brenner wird entfernt.

In die Schmelze wird ein brennender Holzspan eingetaucht. Beim Eintauchen in flüssiges Paraffin verlischt der brennende Span.

Die Entzündungstemperatur des Kerzenparaffins wird durch einen brennenden Holzspan nicht erreicht. Kerzenparaffin besitzt offensichtlich andere Schmelz- und Siedetemperaturen als Brennspiritus.

EXPERIMENT 73 Ermittlung der Schmelztemperatur von Kerzenparaffin

GERÄTE: Becherglas, Drahtnetz, Stativ, Brenner, Thermometer

CHEMIKALIEN: Kerzenparaffin

Das Kerzenparaffin wird nochmals bis zur Schmelze erhitzt. Das Erhitzen wird dann unterbrochen.

In das geschmolzene Kerzenparaffin wird das Thermometer eingetaucht und die Temperatur der Schmelze festgestellt. Nun wird das Thermometer mit einem glasklaren Tropfen Paraffin am unteren Teil des Thermometers entnommen und so lange in waagerechter Stellung in der Hand gedreht, bis der Paraffintropfen sich mit dem Thermometer dreht. In diesem Augenblick erstarrt Paraffin. Die Schmelztemperatur wird abgelesen. Sie liegt zwischen 50 bis 60 °C.

EXPERIMENT 74 Kerzenparaffindämpfe brennen

GERÄTE: Becherglas, Drahtnetz, Brenner, Stativ

CHEMIKALIEN: Kerzenparaffin, Holzspan

Die Schmelztemperatur von Paraffin wurde festgestellt. Damit ähnlich wie bei der Untersuchung von Brennspiritus Paraffindämpfe entstehen, muß die Paraffinschmelze weitaus stärker erhitzt werden.

Das noch im Becherglas befindliche Paraffin wird auf die gleiche Weise wie im Experiment 72 erhitzt.

Von Zeit zu Zeit wird ein brennender Holzspan in die Öffnung des Becherglases gehalten.

Paraffin beginnt zu sieden und bildet Dämpfe, die an der Öffnung des Becherglases mit leuchtender Flamme verbrennen.

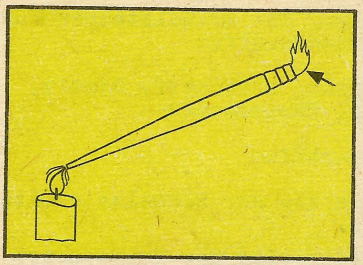
EXPERIMENT 75 Wir leiten die brennenden Dämpfe der Kerze durch ein Glasrohr

GERÄTE: Pipettenrohr, Stativ, Brenner

CHEMIKALIEN: Kerze

Betrachten wir in einem dunklen Raum die Kerzenflamme, so stellen wir in der Mitte der Kerze einen nichtleuchtenden Kegel um den Kerzendocht fest. In diesem Raum verdampft das flüssige Paraffin. Um die Paraffindämpfe nachzuweisen, leiten wir diese wie folgt um:

Wir spannen in die kleine Stativklemme das Pipettenrohr so ein, daß das Olivenende genau in den nichtleuchtenden Kegel der Kerze eintaucht.



Mit etwas Geduld und bei richtiger Stellung der Tropfpipette steigen weiße Dämpfe bis zur oberen Öffnung und lassen sich dort entzünden.

(Wenn das Rohr zu kalt ist, muß es evtl. mit der Flamme des Spiritusbrenners erhitzt werden!)

Abb. 28 Paraffindämpfe werden abgeleitet

EXPERIMENT 76 Flammen sind brennende Gase

GERÄTE: Pipettenrohr, Stativ, Brenner

CHEMIKALIEN: Spiritus

Schon im Experiment 75 konnte die Flamme am Ende des Ableitungsrohres als brennbares Gas erkannt werden. Eindeutig läßt sich die Flamme als brennbares Gas nachweisen, wenn das Pipettenrohr in die Spiritusflamme eingetaucht wird.

Am anderen Ende des Rohres entsteht nach dem Entzünden eine kleine Flamme.

7.2. MÖGLICHKEITEN DER VERHINDERUNG VON B R Ä N D E N

EXPERIMENT 77 Durch welche Maßnahmen kann man einen Brand bekämpfen?

GERÄTE: Stativ, Drahtnetz, Becherglas

CHEMIKALIEN: 5 Papierkugeln, Wasser

VORÜBERLEGUNGEN

Mit dem Experiment 61 haben wir nachgewiesen, welche Bedingungen erfüllt sein müssen, wenn ein Brand entstehen soll. Wir wollen diese Erkenntnisse jetzt anwenden für die Brandbekämpfung.

5 Papierkugeln mit je 10 mm Durchmesser, nicht zu fest zusammengepreßt, werden nebeneinander auf ein vom Stativ gehaltenes Drahtnetz gelegt. Eine dieser Papierkugeln wird entzündet.

Welche Möglichkeiten hast Du, das Ausbreiten des Brandes zu verhindern und den Brand zu bekämpfen?

Entwickle selbst einen Plan für Dein Vorgehen!

BEOBACHTUNG

Durch Aufspritzen von Wasser und damit Unterschreiten der Entzündungstemperatur des Papiers ist der Brand der Papierkugel

zu löschen.

Beim Abdecken einer brennenden Papierkugel mit dem Becherglas wird der Luftzutritt verhindert.

AUSWERTUNG

Bedingungen zur Entstehung eines Feuers	Möglichkeiten zum Löschen eines Feuers
1. .....Stoff muß als Ausgangsstoff vorhanden sein.	1. Brennbarer Stoff wird .....
2. ..... muß vorhanden sein.	2. Zutritt von Luft wird .....
3. .....temperatur muß erreicht werden.	3. .....temperatur muß unterschritten werden.

EXPERIMENT 78 Ein verblüffender Trick?

VORÜBERLEGUNGEN

Wir haben bei der Unterscheidung der Metalle von den Nichtmetallen über sehr gute elektrische Leitfähigkeit und Wärmeleitfähigkeit der Metalle Kenntnis genommen.

Die gute Wärmeleitfähigkeit des Metalls Kupfer soll uns bei dem folgenden Versuch, eine Kerzenflamme zu löschen, helfen.

DURCHFÜHRUNG

GERÄTE: Reagenzglashalter, Tropfpipette, Kerze

CHEMIKALIEN: Kupferdraht

Ein ca. 15 cm langer Kupferdraht wird zu einer Spirale geformt, indem er um ein Pipettenrohr gewickelt wird.

Mit Hilfe des Reagenzglashalters wird die Kerzenflamme durch die Kupferspirale sozusagen gefesselt.

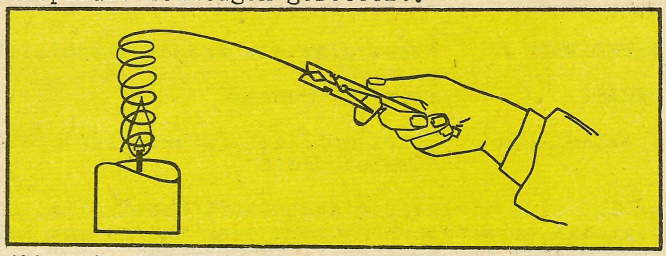


Abb. 29 Die Kupferspirale fängt die Flamme ein

BEOBACHTUNG

Die Kerzenflamme erlischt, wenn die kalte Kupferdrahtspirale in die Flamme eingetaucht wird.

AUSWERTUNG

Wie ist die beobachtete Erscheinung zu erklären?

Ein brennbarer Stoff war vorhanden, also müßte die Kerze weiter brennen. Luft war vorhanden, also hätte die Flamme weiter brennen müssen. Es konnte also nur an der Entzündungstemperatur des Paraffins gelegen haben!

Tatsächlich hat die Kupferspirale der Flamme bzw. den Paraffindämpfen sehr viel Wärme entzogen. Die Entzündungstemperatur des Paraffins wurde für einen kurzen Augenblick nicht erreicht.

Kupferdraht kommt bei der Durchführung von Experimenten sehr große Bedeutung als Rückschlagsicherung zu. Dringen Flammen in Rohre ein, durch die brennbare Gase strömen, können diese Flammen durch Rückschlagsicherungen gelöscht werden.

EXPERIMENT 79 Heißer Kupferdraht kann viel mehr!

GERÄTE: Reagenzglashalter, Tropfpipette, Kerze, Brenner

CHEMIKALIEN: Kupferdraht

Das Experiment 78 wird wiederholt. Allerdings wird in diesem Experiment die Kupferspirale vorher schon in der Brennerflamme des Spiritusbrenners erhitzt und dann erst in die Kerzenflamme getaucht.

Für einen kurzen Augenblick erlischt die Kerzenflamme.

Sofort entzünden sich jedoch die Paraffindämpfe wieder.

Zwei Ursachen gibt es: Möglich ist es, daß nicht genügend Wärme durch die heiße Kupferspirale entzogen wurde. Die Entzündungstemperatur wurde so für die Paraffindämpfe nicht unterschritten. Die Flamme konnte also nicht gelöscht werden. Aber auch die zweite Variante unserer Überlegungen erklärt die beobachtete Erscheinung. Der Kupferdraht ist durch die Kerzenflamme so heiß geworden, daß er zur sofortigen Entzündung der Paraffindämpfe führt.

EXPERIMENT 80 Wasserglas als Brandschutzmittel

GERÄTE: Stativ, Brenner

CHEMIKALIEN: Natriumsilikat (Wasserglas), Holzspan, Streichhölzer

Wasserglas ist eine vielseitig anwendbare Chemikalie. So werden häufig Holzteile an Wochenendhäusern oder andere aus Holz hergestellte Gegenstände mit Wasserglas imprägniert.

Wir wollen untersuchen, welche Wirkung Wasserglas auf Holz hat.

Ein Holzspan wird etwa zur Hälfte in Wasserglaslösung eingetaucht. Laß die Wasserglaslösung in das Holz etwas einziehen bzw. abtrocknen.

Spanne den Holzspan in eine kleine Stativklemme ein. Entzünde den nichtgetränkten Abschnitt. Das Holz brennt.

Versuche es ähnlich mit dem wasserglasgetränkten, eingetrockneten Abschnitt. Dieses Holz brennt nicht. Einen ähnlichen bzw. verblüffenden Effekt erzielst Du, wenn das Holz der Streichhölzer mit Wasserglas imprägniert wird. Der Verwender der Streichhölzer wird nicht schlecht staunen. Das Streichholz entzündet sich nur ganz kurz.

Auch mit Wasserglas getränktes Papier und Stoffstreifen (aus Baumwolle!) zeigen ähnliche Erscheinungen.

EXPERIMENT 81 Funktion des Naßfeuerlöschers

GERÄTE: Erlenmeyerkolben, Einleitungsrohr, Gummistopfen, Tropfpipette, Gummischlauch, Schutzbrille, Meßreagenzglas

CHEMIKALIEN: Natriumcarbonat, Salzsäure, Fit, Wasser

Im Naßfeuerlöscher wird Wasser durch plötzliche Gasentwicklung aus dem Vorratsbehälter des Feuerlöschers herausgedrückt.

Ähnlich diesem Prinzip werden wir einen Feuerlöscher konstruieren und ihn in Funktion erleben.

Führe das Experiment im Freien durch!

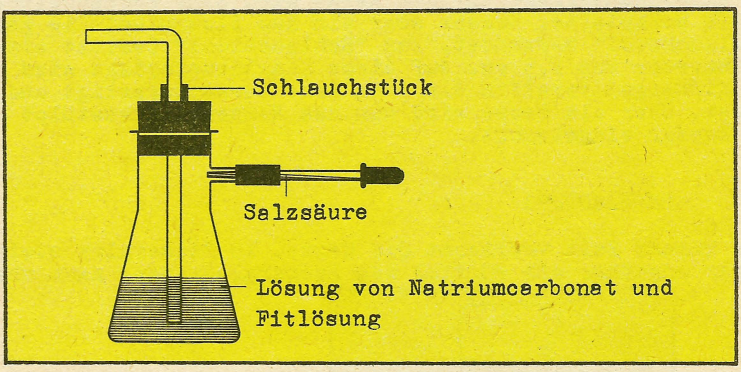


Abb. 30 Aufbau des Modells eines Feuerlöschers

Zu diesem Zweck werden 2 cm^3 Natriumcarbonat in 15 ml Wasser gelöst. Zu dieser Lösung sind für die Schaumbildung 5 Tropfen Fitlösung zu geben.

Diese Lösung wird in den Erlenmeyerkolben gegeben und kräftig geschüttelt. Am durchbohrten Stopfen wird ein Einleitungsrohr

mit Hilfe eines Schlauchstückes fest angebracht. Der Stopfen muß danach den Erlenmeyerkolben geschickt abschließen.

In die Tropfpipette werden 2 cm^3 Salzsäure aufgenommen. Die so gefüllte Tropfpipette wird mit Hilfe eines etwa 30 mm langen Schlauchstückes (vom Gummihalbgebläse) am Ansatzrohr des Erlenmeyerkolbens gasdicht angebracht.

Nun kann durch Zugabe der genannten Salzsäure zur Lösung im Erlenmeyerkolben eine sehr kräftige Gasentwicklung ausgelöst werden. Das Gas drückt sofort die Flüssigkeit über das Einleitungsrohr in einem Strahl nach außen.

Bei der Reaktion von Salzsäure mit Natriumcarbonat entsteht das Gas Kohlendioxid (CO_2). Diese Gas verursacht im Reaktionsgefäß den hohen Druck.

7.3. WIR ANALYSIEREN DIE L U F T

EXPERIMENT 82 Ist die gesamte Luft bei Verbrennungsvorgängen beteiligt?

GERÄTE: Pneumatische Wanne, Becherglas

CHEMIKALIEN: Wasser, Kerze

DURCHFÜHRUNG

Wir wollen die Beantwortung dieser Frage experimentell auf ganz einfache Art überprüfen. Die pneumatische Wanne wird bis zur Hälfte mit Wasser gefüllt. Auf dem Wasser soll eine brennende Kerze schwimmen, über die das Becherglas gestülpt werden kann. Als Schwimmunterlage für die Kerze wird eine Korkscheibe, eine kleine Holzplatte, besser aber ein aus Aluminiumfolie geformtes "Schlauchboot" verwendet. Das "Schlauchboot" besitzt einen Durchmesser von 2,5 cm. Auf diese Schwimmunterlage wird mit etwas flüssigem Paraffin die 1 cm hohe Kerze befestigt und entzündet. Über die Kerze wird nun das Becherglas gestülpt und in das Wasser eingetaucht.

BEOBACHTUNG

Nach kurzer Zeit verlischt die Kerze. Im Becherglas steigt das Wasser ungefähr ein Fünftel des Becherglasraumes nach oben.

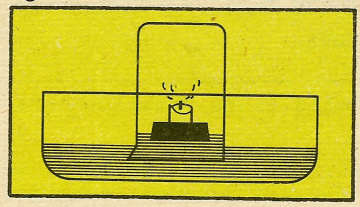


Abb. 31 Analyse der Luft

AUSWERTUNG

Offensichtlich wurde bei der Verbrennung von Kerzenparaffin ein Teil der Luft, der die Verbrennung ermöglicht, verbraucht. Die Restluft führt zur Erstickung der Flamme; so könnte man vermuten.

Durch den Verbrauch eines Fünftels der Luft entstand im Becherglas ein Unterdruck, der zum Ansteigen des Wassers führte.

8 SAUERSTOFF

8.1. DARSTELLUNG VON SAUERSTOFF - EIGENSCHAFTEN

Wenn es um die Darstellung kleiner Mengen von Sauerstoff im Labor geht, kann auf sauerstoffreiche chemische Verbindungen zurückgegriffen werden. In der Technik dagegen bieten sich als Ausgangsstoffe solche Rohstoffquellen wie Luft und Wasser an.

In unserem Chemikalienvorrat sind sauerstoffreiche Verbindungen enthalten:

$KMnO_4$	Kaliumpermanganat
KNO_3	Kaliumnitrat
H_2O_2	Wasserstoffperoxid

EXPERIMENT 83 Entzündung eines glühenden Holzspans

DURCHFÜHRUNG

GERÄTE: Reagenzglas, Brenner, Stativ, Spatel

CHEMIKALIEN: Kaliumpermanganat, Holzspan

In einem Reagenzglas wird eine Spatelspitze Kaliumpermanganat vorsichtig erhitzt.

Ein glühender Holzspan wird beim Erhitzen des Kaliumpermanganats in das Reagenzglas eingeführt.
Das erhitze Kaliumpermanganat ist für Experiment 87 aufzuheben.

BEOBACHTUNG

Der glühende Holzspan entzündet sich im Reagenzglas.

EXPERIMENT 84 Ein Verfahren zur Darstellung und zum Auffangen von Sauerstoff

VORÜBERLEGUNGEN

Eine entscheidende Bedingung für das Entzünden eines brennbaren Stoffes ist mit dem Vorhandensein von Luft bzw. Sauerstoff erfüllt. Beim Erhitzen von Kaliumpermanganat muß also Sauerstoff

entstanden sein.

Wir wollen untersuchen, ob tatsächlich Sauerstoff als gasförmiger Stoff entsteht. Dazu müssen wir ein Verfahren kennenlernen, mit dem das Gas Sauerstoff aufgefangen werden kann.

DURCHFÜHRUNG

GERÄTE: Reagenzgläser, Ableitungsrohr, pneumatische Wanne, Brenner, Stativ, Gummistopfen

CHEMIKALIEN: Kaliumpermanganat

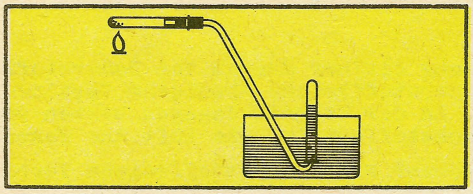


Abb. 32 Darstellung von Sauerstoff aus Kaliumpermanganat

Das zu erhitzende Reagenzglas wird mit 3 Spatelspitzen Kaliumpermanganat gefüllt. Ein Schlauchstück, welches über das Ableitungsrohr gezogen wird, dient zum gasdichten Verschluß des Reagenzglases.

Aus den Reagenzgläsern, die zum Auffangen des reinen Gases verwendet werden, ist die Luft mit Hilfe von Wasser (Sperrflüssigkeit) der pneumatischen Wanne zu verdrängen.

Die Reagenzgläser zum Auffangen des Sauerstoffs sind also mit Wasser gefüllt.

Nun kann das Kaliumpermanganat erhitzt werden. Die ersten Gasblasen sind nicht in den Reagenzgläsern aufzufangen.

Erst nach der Verdrängung der Luft in der Apparatur sollten wenigstens 2 Reagenzgläser mit dem entstehenden Gas gefüllt und mit Gummistopfen unter Wasser verschlossen werden. Danach wird das Erhitzen von Kaliumpermanganat unterbrochen, die Gasentwicklung hört auf.

Das Gasableitungsrohr ist aus der pneumatischen Wanne zu nehmen. Dadurch kann das Zurücksteigen von Wasser in das erhitzte Reagenzglas verhindert werden.

Das mit dem restlichen Kaliumpermanganat gefüllte Reagenzglas ist für weitere Experimente aufzuheben.

BEOBACHTUNG

Ein farbloses Gas wird in den vorher mit Wasser gefüllten Reagenzgläsern aufgefangen. Dieses Gas ist geruchlos wie die Luft. Wird in ein Reagenzglas ein glimmender Holzspan eingetaucht, so leuchtet er hell auf.

Wir sagen auch, daß die Spanprobe positiv ausfällt.

AUSWERTUNG

Beim Erhitzen von Kaliumpermanganat entsteht Sauerstoff. Dieses Gas brennt selbst nicht, es fördert aber die Verbrennung z.B. des Holzspans sowie anderer brennbarer Stoffe.

Beim Erhitzen von Kaliumpermanganat wird eine chemische Reaktion ausgelöst, bei der Sauerstoff als Gas freigesetzt wird.

EXPERIMENT 85 Ist Sauerstoff leichter oder schwerer als Luft?

DURCHFÜHRUNG

Zwei Reagenzgläser werden wie im Experiment 84 mit Sauerstoff gefüllt. Danach ist ein Reagenzglas mit der Öffnung nach oben und das andere mit der Öffnung nach unten am Stativ zu haltern. Die Stopfen sind zu entfernen. Nach einigen Sekunden erfolgt die Spanprobe.

Das Kaliumpermanganat ist für das Experiment 87 aufzuheben.

BEOBACHTUNG

In dem mit der Öffnung nach oben gehalterten Reagenzglas fällt die Spanprobe positiv aus. im anderen Reagenzglas erfolgt kein Aufflammen des Holzspans. Die Verbrennung in diesem Reagenzglas wird also nicht gefördert.

AUSWERTUNG

Sauerstoff ist offensichtlich im ersten Reagenzglas noch enthalten. Das Gas Sauerstoff besitzt eine größere Dichte als Luft.

EXPERIMENT 86 Trockenes Auffangen von Sauerstoff

GERÄTE: Reagenzgläser, Einleitungsrohr, Brenner, Stativ, Spatel

CHEMIKALIEN: Kaliumpermanganat

DURCHFÜHRUNG

Wie im Experiment 84 wird Sauerstoff durch Erhitzen von Kaliumpermanganat dargestellt. Zu diesem Zweck werden nochmals zwei Spatelspitzen Kaliumpermanganat in das Reagenzglas mit dem verbrauchten Kaliumpermanganat gegeben.

Es ist darauf zu achten, daß das Kaliumpermanganat sich nicht in der Nähe der Reagenzglasöffnung befindet (siehe Abb. 33)!

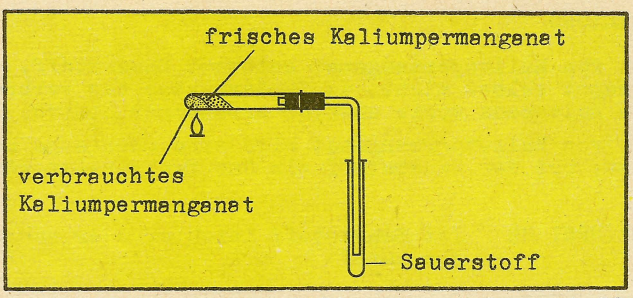


Abb. 33 Trockenes Auffangen von Sauerstoff

Nachdem eine Minute erhitzt wurde, ist im Reagenzglas mit Hilfe der Spanprobe zu überprüfen, ob Sauerstoff vorhanden ist.

AUSWERTUNG

Die Spanprobe fällt positiv aus. In Abhängigkeit von der Dichte können Gase auch trocken aufgefangen werden.

Wie müßte das Ableitungsrohr am Gasentwicklungsapparat angebracht werden, wenn die Dichte des Gases kleiner als die von Luft ist?

EXPERIMENT 87 Weitere Reaktionsprodukte entstehen beim Erhitzen von Kaliumpermanganat

Wird Kaliumpermanganat erhitzt, entstehen als Reaktionsprodukte neben Sauerstoff zwei feste Stoffe:

Kaliumpermanganat	⟶	Sauerstoff +	Kalium-manganat	+ Braunstein
			wasser-löslich	wasserun-löslich

Das feste Reaktionsprodukt der Experimente 83 bis 86 ist nochmals im Reagenzglas eine Minute zu erhitzen.

Nochmals kann entsprechend dem Experiment 83 die Spanprobe durchgeführt werden.

Nach dem Abkühlen des festen Rückstandes wird ein Teil davon in das Becherglas gegeben und mit Wasser versetzt. Die entstehende Lösung darf nicht mehr violett aussehen, wenn Kaliumpermanganat völlig verbraucht wurde. Die grüne Farbe der Lösung zeigt den löslichen Stoff Kaliummanganat an.

Am Boden des Becherglases ist der wasserunlösliche Braunstein zu sehen.

Nach kurzer Standzeit ist zu beobachten, daß sich die Lösung wieder violett färbt. Kaliummanganat reagiert zu Kaliumpermanganat zurück.
Die Lösung ist aufzuheben.

EXPERIMENT 88 Gewinnung von Braunstein

GERÄTE: Geräte zum Filtrieren

CHEMIKALIEN: Rückstand aus Versuch 87

DURCHFÜHRUNG

Da Kaliummanganat bzw. Kaliumpermanganat gut in Wasser löslich sind, könnensie durch Filtrieren vom wasserunlöslichen Braunstein getrennt werden.

Ähnlich wie in den Experimenten 9 und 10 wird vorgegangen.

Zuerst wird die Lösung im Becherglas dekantiert.
Der "Braunsteinbrei" wird in den Filter gegeben und mit heißem Wasser versetzt. Im Filtrat sind nochmals wasserlösliches Kaliumpermanganat und Kaliummanganat gelöst.

Braunstein wird auf diese Weise gereinigt, verbleibt im Filter und wird so getrocknet. Für das Experiment 92 zur Herstellung von Sauerstoff und weiterer Experimente wird Braunstein benötigt.

HINWEIS zur Reinigung von Reagenzgläsern:

Mehrmals wurde in einem Reagenzglas Kaliumpermanganat erhitzt. Das Reagenzglas ist am Boden verunreinigt durch Braunstein.

Zum Reinigen des Reagenzglases sind 5 Tropfen Salzsäure zuzugeben. Schutzbrille tragen!

Nach einminütiger Einwirkung der Salzsäure kann vorsichtig mit Hilfe der Reagenzglasbürste das Reagenzglas gereinigt werden.

Braunstein setzt sich chemisch mit der Salzsäure um!

EXPERIMENT 89 Die Pflanze als der wichtigste Sauerstoffproduzent der Natur

VORÜBERLEGUNGEN

Häufig kann man beobachten, daß achtlos Pflanzen und junge Bäume umgeknickt werden. Gerade die Pflanzen sorgen mit Hilfe des grünen Blattfarbstoffes (Chlorophyll) für die Umsetzung von Kohlendioxid (wird bei Verbrennungsvorgängen in riesigen Mengen in die Atmosphäre abgegeben) mit Wasser und bei Nutzung der Sonnenenergie zu Traubenzucker.

Bei dieser wichtigen chemischen Reaktion in den Zellen der Blätter der Pflanze wird in großen Mengen Sauerstoff produziert.

MERKE:

Wasser + Kohlendioxid + Sonnenenergie ⟶ Traubenzucker + Sauerstoff

Diese chemische Reaktion wird als Photosynthese der Pflanze bezeichnet.
Sehr gut ist bei guter Belichtung im Aquarium die Sauerstoffbildung durch Wasserpflanzen zu beobachten.

DURCHFÜHRUNG

Ein kleines Industrieglas oder ein kleines Marmeladenglas ist mit Wasser zu füllen, welches mit einer Spatelspitze Natriumcarbonat zu versetzen ist.

Ein Stengel einer Wasserpflanze wird in das Wasser gelegt. Besonders gut eignet sich für dieses Experiment die Wasserpest. Über die Pflanze ist ein Becherglas zu stülpen.

Aus diesem Becherglas wird jedoch vorher die Luft durch das mit Natriumcarbonat versetzte Wasser verdrängt.

Abb. 34 Bei der Photosynthese entsteht Sauerstoff

Wird die Versuchsanordnung nun in die Sonne gestellt, kann nach Stunden beobachtet werden, wie sich im Becherglas der Sauerstoff ansammelt.

AUSWERTUNG

Je stärker die Lichteinwirkung ist, desto intensiver verläuft die Umsetzung von Kohlendioxid und Wasser zu Traubenzucker und Sauerstoff.

$$6\ CO_2 + 6\ H_2O \xrightarrow{\text{Sonnenenergie}} C_6H_{12}O_6 + 6\ O_2$$

Kohlendioxid	Wasser		Traubenzucker	Sauerstoff

EXPERIMENTE 90 und 91 Salzschmelze, die Sauerstoff freisetzt

GERÄTE: Reagenzglas, Stativ, Brenner, Spatel

CHEMIKALIEN: Kaliumnitrat, Aktivkohle, Streichholz

DURCHFÜHRUNG

Ein Reagenzglas wird am Stativ gehaltert. In das Reagenzglas werden 2 Spatelspitzen Kaliumnitrat gegeben. Das Reagenzglas wird kräftig erhitzt. Kaliumnitrat (ein sauerstoffreiches Salz) beginnt zu schmelzen.

Erst wenn in der Salzschmelze Gasblasen aufsteigen, kann ein Stück Aktivkohle in das Reagenzglas geworfen werden. Nun kann der Brenner entfernt werden.

Weitere Aktivkohle wird zugegeben. Die chemische Reaktion läuft ohne Erhitzen weiter ab. Ein starkes Aufglühen zeigt den Ablauf einer heftigen chemischen Reaktion zwischen dem Kohlenstoff und dem entstehenden Gas an. Ebenso heftig wird ein Stück vom Streichholz chemisch umgewandelt, verbrannt.

Um das Zerspringen des Reagenzglases beim Abkühlen der Salzschmelze zu verhindern, sollte die Salzschmelze durch Kippen des Reagenzglases in diesem verteilt werden.

Die Reinigung ist dann kein Problem, wenn mit der Reagenzglasbürste gearbeitet wird.

AUSWERTUNG

Beim Erhitzen einer Schmelze von Kaliumnitrat wird Sauerstoff freigesetzt:

$$2\ KNO_3 \longrightarrow 2\ KNO_2 + O_2$$

Kaliumnitrat — Kaliumnitrit — Sauerstoff

Der Sauerstoff führt zur heftigen Reaktion mit den zugegebenen Stoffen.

EXPERIMENT 92 Wir stellen W a s s e r s t o f f p e r o x i d her!

VORÜBERLEGUNGEN

In der Chemikaliensammlung liegt in Tablettenform ein chemischer Stoff vor, der eine sauerstoffreiche Verbindung enthält. Dieser Stoff ist mit g r ö ß t e r Vorsicht zu behandeln!

Carbamid-Perhydrat ist in Drogerien erhältlich. Es wird in entsprechenden Konzentrationen als Bleichmittel für Haare, zur Desinfektion der Mund- und Rachenhöhle verwendet.

Carbamid-Perhydrat ist außerordentlich gefährlich, wenn es auf die Haut oder die Hornhaut des Auges gelangt.

ACHTUNG! Vorsicht beim Umgang mit Carbamid-Perhydrat!

Schutzbrille tragen und immer nur mit kleinsten Mengen arbeiten!

Sollte Carbamid-Perhydrat oder dessen Lösung in das Auge gelangen, ist es bei geöffnetem Lidspalt mit einem Wasserstrahl mindestens 10 Minuten lang gründlich zu spülen.
Suche danach den Augenarzt auf!

Im Carbamid-Perhydrat ist Wasserstoffperoxid enthalten. Wasserstoffperoxid zerfällt zum Beispiel bei Lichteinwirkung in Wasser und Sauerstoff. Dieser Vorgang wird durch die chemische Verbindung Harnstoff verhindert. Man spricht in der Chemikersprache von einer Additionsverbindung zwischen Wasserstoffperoxid und Harnstoff.

Vergleichen wir:

H_2O	H_2O_2
Wasserstoffoxid (Wasser)	Wasserstoff(per)oxid

Das (per) soll anzeigen, daß eines der beiden Elemente mit höherem Anteil vorliegt. Im Falle des Wasserstoffperoxids ist Sauerstoff in Überschuß vorhanden.

Wasserstoffperoxid gibt leicht Sauerstoff ab:

$$2\ H_2O_2 \longrightarrow 2\ H_2O + O_2$$

Wasserstoffperoxid	Wasser	Sauerstoff

DURCHFÜHRUNG

Im Becherglas sind 2 Tabletten in 10 ml Wasser zu lösen. In Deinem Experimentierkasten ist eine Vorratsflasche zur Aufbewahrung dieser zur Herstellung von Sauerstoff zu nutzenden Lösung enthalten. In diese Vorratsflasche wird die Lösung eingefüllt und beschriftet.

EXPERIMENT 93 Darstellung von Sauerstoff aus Wasserstoffperoxid

In einem Reagenzglas werden 2 ml hergestellter Wasserstoffperoxidlösung vorsichtig erhitzt.

Gasblasen deuten auf Sauerstoffentwicklung hin. Mit Hilfe der Spanprobe kann Sauerstoff nachgewiesen werden.

Die Lösung im Reagenzglas wird im Experiment 94 nochmals verwendet.

EXPERIMENT 94 Braunstein beschleunigt chemische Reaktionen

Zu der Wasserstoffperoxidlösung im Reagenzglas wird eine Spatelspitze Braunstein (Experiment 88) gegeben.

Starke Gasentwicklung tritt ein. Die Spanprobe ist nochmals durchzuführen. Wir erkennen, daß Braunstein die Sauerstoffentwicklung aus Wasserstoffperoxid beschleunigt.

Braunstein wird für das Experiment 95 ebenfalls verwendet.

EXPERIMENT 95 Braunstein verändert seine Eigenschaften nicht

Im Reagenzglas aus Experiment 94 hat sich Braunstein am Boden abgesetzt. Das aus Wasserstoffperoxid entstandene Wasser wird dekantiert.

Bei Zugabe einiger Tropfen Wasserstoffperoxidlösung entsteht wiederum Sauerstoff.

Wir stellen fest: Braunstein beschleunigt den Zerfall von Wasserstoffperoxid zu Wasser und Sauerstoff. Es wird jedoch bei dieser chemischen Reaktion selbst nicht verändert und kann somit immer wieder für die Sauerstoffentwicklung zum Beispiel eingesetzt werden.

Stoffe, die wie Braunstein wirken, heißen KATALYSATOREN.

MERKE: Ein Katalysator beschleunigt den Ablauf einer chemischen Reaktion.

Ein Katalysator verändert dabei nicht seine Eigenschaften.

Katalysatoren kommt große Bedeutung vor allem auch in der chemischen Industrie zu, um innerhalb kurzer Zeit bei geringem Energieverbrauch Ausgangsstoffe chemisch zu Reaktionsprodukten umzusetzen.

EXPERIMENT 96 Wir suchen eine geeignete Apparatur!

VORÜBERLEGUNGEN

Wir wollen Sauerstoff durch Zugabe einer Flüssigkeit (Wasserstoffperoxidlösung) zu einem festen Stoff (Braunstein) darstellen und diesen Sauerstoff in reiner Form in Reagenzgläsern sammeln.

Welche Apparate haben wir bisher zur Gasdarstellung und zum Auffangen von Gasen verwendet?

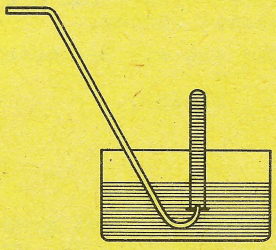
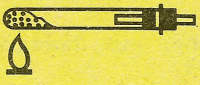
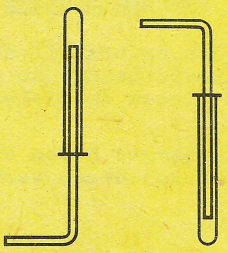
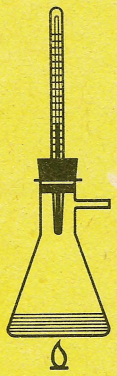
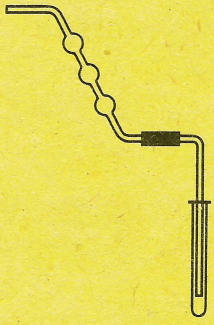
Aggregatzustand der Ausgangsstoffe	Apparate zur Gasderstellung	Verienten zum Gasauf-fangen
Flüssigkeit Feststoff (A)		 pneumatisches Auffangen, wenn das Gas nicht in Wasser löslich ist
Feststoff wird erhitzt (B)		 trockenes Auffangen bei Beachtung der Dichte des Gases
Flüssigkeiten werden erhitzt (C)		 Kondensation eines Gases bei Einsatz des Kühlers

Abb. 35: Apparate zur Gasherstellung und zum Gasauffangen

Du hast Dich sicherlich für Apparatur A entschieden, die mit der pneumatischen Auffangvorrichtung zu verbinden ist.

DURCHFÜHRUNG

GERÄTE: Gasentwickler, Ableitungsrohr, Reagenzgläser, pneumatische Wanne, Spatel, Stativ

CHEMIKALIEN: Wasserstoffperoxid, Braunstein, Wasser, Holzspan

Im Gasentwickler läßt man auf 2 Spatel Braunstein aus der Tropfpipette Wasserstoffperoxid zutropfen. Nachdem die noch in der Apparatur enthaltene Luft verdrängt ist, wird Sauerstoff in 2 mit Wasser gefüllten Reagenzgläsern aufgefangen. Die Reagenzgläser werden unter Wasser mit einem Stopfen verschlossen und danach in das Stativ eingespannt. Ein glimmender Holzspan wird zum Nachweis des Sauerstoffes in die Reagenzgläser eingeführt.

BEOBACHTUNG

Das entstandene Gas löst sich nicht in Wasser, kann pneumatisch aufgefangen werden und entflammt einen glimmenden Holzspan.

ZUSAMMENFASSENDE AUSWERTUNG

Wasserstoffperoxid zerfällt in Gegenwart von Braunstein. Es entsteht Sauerstoff, der pneumatisch (das bedeutet unter Wasser) aufgefangen werden kann. Sauerstoff wird durch die sogenannte Spanprobe nachgewiesen. Sauerstoff fördert die Verbrennung.

Weitere Möglichkeiten der Darstellung von Sauerstoff ergeben sich mit dem Erhitzen von Kaliumpermanganat und Kaliumnitrat.

EXPERIMENT 97 Wasserstoffperoxid als Bleichmittel

Wasserstoffperoxid findet in der Hauptsache als Bleichmittel zum Bleichen von Haaren (Blondieren), Stroh, Federn, Leder, Wolle, Seide, Ölen usw. Verwendung. Die Bleichwirkung läßt sich sehr einfach nachweisen. Gib ein dunkles Haar in die hergestellte Wasserstoffperoxidlösung. Das Haar wird hell (blond). Ähnliches kannst Du bei der Verwendung eines Wollfadens feststellen.

Gebunden an andere chemische Verbindungen, die den baldigen Zerfall von Wasserstoffperoxid verhindern, findet es in Waschmitteln als "Bleichmittel" Anwendung.

8.2. REAKTIONEN VON SAUERSTOFF MIT ANDEREN ELEMENTEN

Wir haben Sauerstoff als wichtigen Bestandteil der Luft kennengelernt. Da die Luft aber noch andere Gase enthält, konnten wir die Eigenschaften von Sauerstoff nur dadurch exakt feststellen, indem wir Verfahren zur Darstellung von reinem Sauerstoff im Experiment erprobten.

Unser Ziel ist es nun, die Reaktionsfähigkeit von Sauerstoff gegenüber einigen Elementen zu untersuchen.

EXPERIMENTE 98 und 99 Vergleich der Reaktion von Luft und Sauerstoff mit Eisen

VORÜBERLEGUNGEN

Wir führen das Erhitzen des Eisenpulvers in einer Apparatur durch, die es uns gestattet, während des Erhitzens einen gleichmäßigen Luftstrom über das Metall zu leiten.

Es ist wichtig, die Farbe des Eisenpulvers vor und nach dem Erhitzen zu bestimmen.

DURCHFÜHRUNG

GERÄTE: Gasentwickler, Brenner, Glührohr (vergleiche Abb. 3), Gummihalbgebläse, Stativ, Spatel

CHEMIKALIEN: Eisenpulver, Wasserstoffperoxid, Braunstein

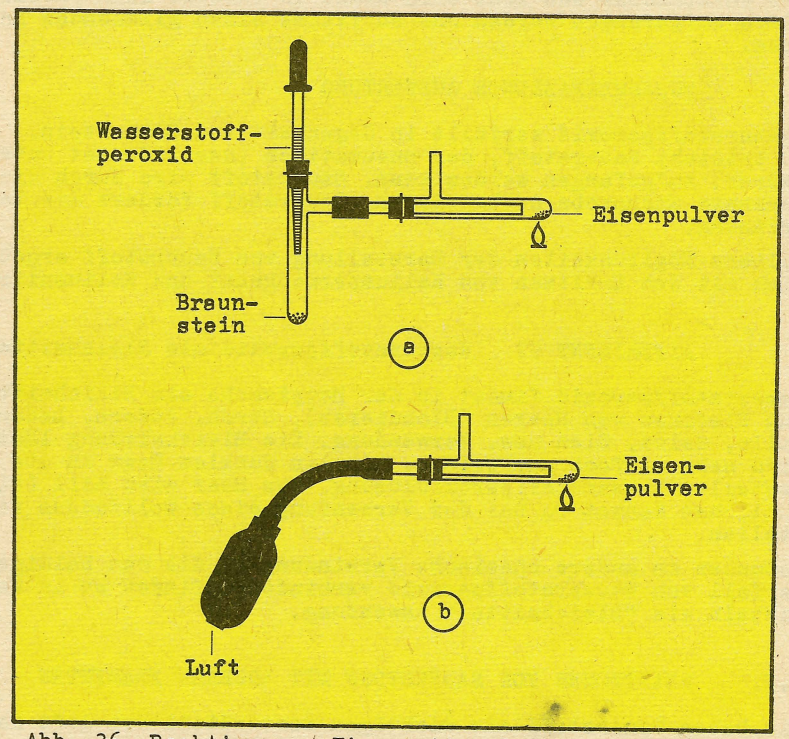


Abb. 36 Reaktion von Eisen mit reinem Sauerstoff (a) und mit dem Sauerstoff der Luft (b)

1 Spatel Eisenpulver wird in das Glührohr gegeben. Das Glasrohr, mit dem das Glührohr zu verschließen ist, endet etwa 1 cm vor dem Reagenzglasboden.

An das Glührohr wird entweder der Apparat zur Sauerstoffentwicklung oder das Gummihalbgebläse angeschlossen.

Eisenpulver wird in beiden Experimenten erhitzt.

Im Gasentwickler wird mit 3 Tropfen Wasserstoffperoxid die Sauerstoffentwicklung ausgelöst. Es muß darauf geachtet werden, daß keine Flüssigkeit in das Glührohr gelangt. Durch tropfenweise Zugabe von Wasserstoffperoxid zum Braunstein erreichen wir einen gleichmäßigen Sauerstoffstrom, der über das erhitzte Eisen geleitet wird.

In Variante b wird vorsichtig Luft über das Eisenpulver mit Hilfe des Gummihalbgebläses gedrückt.

BEOBACHTUNG

In reinem Sauerstoff reagiert das Eisen heftiger als im Luftstrom. Nach dem Abkühlen ist die Farbe des Reaktionsproduktes gut zu erkennen, wenn der pulvrige Stoff auf einen Rundfilter gegeben wird. Neben schwarzem ist auch rotbraunes Pulver zu sehen.

AUSWERTUNG

Eisen reagiert mit dem Sauerstoff zu einer chemischen Verbindung, die aus Eisen und aus Sauerstoff zusammengesetzt ist. Vorerst bezeichnen wir diesen neuen Stoff als Eisenoxid mit der chemischen Formel Fe_2O_3.

Unser hergestelltes Eisenoxid besitzt eine dunkelrote Farbe.

EXPERIMENT 100 Reaktion von Kupfer und Zink mit Sauerstoff

DURCHFÜHRUNG

In das Glührörchen wird entweder eine Spatelspitze Kupfer- oder Zinkpulver gegeben.

Sauerstoff ist wie im Versuch 99 zu entwickeln und über erhitztes Kupfer- oder Zinkpulver zu leiten.

BEOBACHTUNG

Ähmlich wie Eisen verbrennen Kupfer und Zink in reinem Sauerstoff unter hellem Aufglühen bzw. heller Lichterscheinung.

Metall	Lichterscheinung	Reaktionsprodukt	Formel
Eisen	dunkelrot	Eisenoxid	Fe_2O_3
Kupfer	kräft. Aufglühen	Kupferoxid	CuO
Zink	helle Lichterscheinung	Zinkoxid	ZnO
Magnesium (Experiment 101)	grelle Lichterscheinung bzw. blikartige Verbrennung	Magnesiumoxid	MgO

EXPERIMENT 101 Kaliumpermanganat und Magnesiumpulver werden im Reagenzglas erhitzt

Mit einem sehr einfachen Apparat kann Magnesium mit Sauerstoff zur Reaktion gebracht werden, wenn wir unsere bisherigen Kenntnisse anwenden.

Sauerstoff ist durch Erhitzen aus Kaliumpermanganat darzustellen (vergleiche Exp. 86).

Im Reagenzglas wird e i n e Spatelspitze Magnesiumpulver mit fünf Kristallen Kaliumpermanganat gemischt.

VORSICHT! Auf keinen Fall mehr nehmen!

Danach ist das Reagenzglas mit einem Gummistopfen zu verschließen.

Wenn Du eine kleine Briefwaage besitzt, kann vor Beginn des Experiments das gefüllte Reagenzglas gewogen werden. Das Reagenzglas wird nun in waagerechter Stellung am Stativ eingespannt, so daß sich das Gemisch im Reagenzglas verteilt.

Nun erhitzt man an einer Stelle das Magnesium.

Du stellst bald fest: Magnesium reagiert ebenfalls mit dem aus Kaliumpermanganat freiwerdenden Sauerstoff sehr heftig unter hellem Aufglühen.

Im Reagenzglas hat sich ein weißes Pulver gebildet. Es besitzt andere Eigenschaften als das Metall Magnesium.

Das weiße Reaktionsprodukt ist ähnlich wie die schon erhaltenen Reaktionsprodukte untersuchter Metalle aus Magnesium und Sauerstoff zusammengesetzt. Magnesiumoxid ist entstanden. Wenn Du nach dem Abkühlen des Reagenzglases nochmals die Waage benutzt, stellst Du fest, daß sich die Masse des Reagenzglases mit Inhalt nicht verändert hat.

Wir fassen zusammen:

Die Elemente Magnesium, Kupfer und Eisen verbinden sich beim Erhitzen an der Luft mit dem Sauerstoff. Die Verbindungen, die durch chemische Reaktionen aus Magnesium und Sauerstoff, Kupfer und Sauerstoff, Zink und Sauerstoff sowie Eisen und Sauerstoff entstanden sind, haben andere Eigenschaften als die Ausgangsstoffe, von denen wir ausgegangen sind.

Eine chemische Reaktion, bei der sich ein Element mit dem Element Sauerstoff verbindet, bezeichnet man als O x y d a t i o n . Die durch Oxydation entstandenen Verbindungen heißen O x i d e .

Der Sauerstoff ist also ein Mittel, mit dem man Oxide herstellen kann. Er ist das O x y d a t i o n s m i t t e l für diese Reaktion. Der Name der im Experiment entstandenen Oxide wird gebildet, indem an den Namen des Elementes der Ausdruck Oxid angehängt wird, also:

Magnesiumoxid, Kupferoxid,
Zinkoxid und Eisenoxid.

Wie Du schon weißt, geben die Formeln die Zusammensetzung chemischer Verbindungen an.

Mit der Formel wird auch zum Ausdruck gebracht, in welchem Zahlenverhältnis die verschiedenen Atome miteinander verbunden sind. Mit Ausnahme von Eisenoxid ist das Zahlenverhältnis zwischen dem Metall und Sauerstoff in den hergestellten Oxiden 1:1. Im Eisenoxid liegt zwischen Eisen und Sauerstoff ein Verhältnis von 2:3 vor.

Wer bei der Durchführung des Experiments 101 mit einer Waage arbeiten konnte, stellte fest, daß trotz des Ablaufs einer chemischen Reaktion im abgeschlossenen Reagenzglas die Masse der Ausgangsstoffe (Kaliumpermanganat, Magnesium) mit der Masse der Reaktionsprodukte (Braunstein, Kaliummanganat, Magnesiumoxid) übereinstimmte.

Ein wichtiges Gesetz lernen wir in diesem Zusammenhang kennen:

Bei jeder chemischen Reaktion ist die Gesamtmasse der Ausgangsstoffe gleich der Masse der Reaktionsprodukte. Dieses Gesetz wird als

GESETZ DER ERHALTUNG DER MASSE

bezeichnet.

EXPERIMENT 102 Oxydation von Schwefel im Sauerstoffstrom

DURCHFÜHRUNG

GERÄTE: Erlenmeyerkolben mit Seitenrohr, Tropfpipette, Gummistopfen mit Bohrung, Glührohr (Abb. 3), Gaswäscher (Abb. 2), U-Rohr, Stativ, Brenner, Spatel

CHEMIKALIEN: Braunstein, Wasserstoffperoxid, Schwefel, A-Kohle, Wasser

Entsprechend Abb. 37 sind die Apparate Gasentwickler, Glührohr, Gaswäscher und U-Rohr miteinander zu verbinden und mit den erforderlichen Chemikalien zu füllen.
In den Erlenmeyerkolben sind 2 Spatelspitzen Braunstein zu geben, das Glührohr füllt man mit 2 Spatelspitzen Schwefel. In den Gaswäscher werden 2 ml Wasser eingefüllt. Das U-Rohr ist

als Gasfilter einsetzbar, wenn er mit Aktivkohle beschickt wird. Es ist erst nach erfolgter Geruchsprobe an den Gaswäscher anzuschließen.

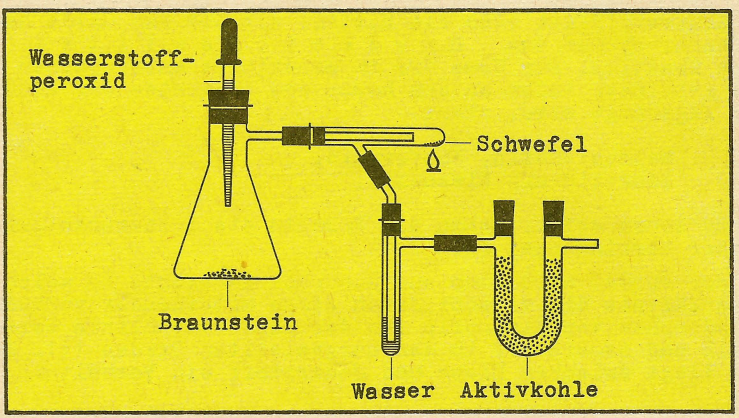


Abb. 37 Reaktion von Schwefel mit reinem Sauerstoff

Schwefel wird nun erhitzt, gleichzeitig aus der Tropfpipette Wasserstoffperoxid zum Braunstein zugetropft. Am Seitenrohr des Gaswäschers erfolgt die Geruchsprobe, dann wird das U-Rohr mit dem Gaswäscher verbunden.

BEOBACHTUNG

Schwefel verbrennt mit heller, leuchtender, blauer Flamme im Sauerstoffstrom. Schwefel reagiert mit Sauerstoff zu einer gasförmigen Verbindung. Typisch ist für dieses Gas sein stechender Geruch.

Im U-Rohr wird das stechend riechende Gas adsorbiert. Vergleiche mit dem Einsatz des U-Rohres im Experiment 42!

AUSWERTUNG

Bei Vorhandensein von Sauerstoff wird Schwefel sehr intensiv oxydiert. Vergleiche die Intensität der Reaktion von Schwefel mit reinem Sauerstoff und mit dem Sauerstoff der Luft!

EXPERIMENT 103 Auch mit Luftsauerstoff reagiert Schwefel

Gib eine Spatelspitze Schwefel auf das Uhrglas. Erhitze einen Kupferdraht und tauche diesen in den Schwefel ein. Etwas Schwefel verschmilzt mit dem Kupferdraht. Den restlichen Schwefel gibst Du wieder in das Vorratsgefäß. Der am Kupferdraht verschmolzene Schwefel wird in der Brennerflamme entzündet. Wenn es möglich ist, sollte dieser Versuch im Freien durchgeführt werden!

Du stellst fest: Schwefel verbrennt auch in der Luft mit blauer Flamme. Es entsteht ebenfalls ein stechend riechendes Gas.

Die Verbrennung verläuft im reinen Sauerstoff jedoch heftiger. Schwefel als Nichtmetall bildet im Unterschied zu Metallen ein gasförmiges Oxid.

Dieser und weitere Unterschiede wie zum Beispiel die schlechte Wärmeleitfähigkeit und elektrische Leitfähigkeit rechtfertigen die Zuordnung des Schwefels zu der Stoffgruppe der Nichtmetalle. Schwefel verbindet sich mit dem Gas Sauerstoff zum Gas Schwefeldioxid. Die Formel für diese neue chemische Verbindung lautet SO_2.

Die Bezeichnung "dioxid" gibt also an, daß in der Verbindung Schwefeldioxid die Elemente Schwefel und Sauerstoff im Zahlenverhältnis 1:2 miteinander verbunden sind.

S	+	O_2	⟶	SO_2
Schwefel		Sauerstoff		Schwefeldioxid

EXPERIMENT 104 Glühröhrchen als Lichtquelle

VORÜBERLEGUNGEN

Bisher wurden einige Metalle und das Nichtmetall Schwefel oxydiert. Als wichtige Bedingung für die Oxydation gilt: Der feste Stoff muß zuerst erhitzt werden. Man könnte auch von der Aktivierung der Ausgangsstoffe sprechen. Danach setzte immer die Oxydation des Metalls bzw. Nichtmetalls unter teilweise starker Licht- und Wärmeabgabe ein.

In "reinem" Sauerstoff war jedoch ein erheblich heftigerer Ablauf der Oxydation zu beobachten.

Wir wollen nun ein Experiment durchführen, bei dem wir feststellen können, welche Bedeutung die mehr oder weniger kräftige Zufuhr von Luft und damit Sauerstoff der Luft für den Verlauf der Oxydation hat.

DURCHFÜHRUNG

GERÄTE: Brenner, Gummigebläse, Glührohr, Stativ

CHEMIKALIEN: Aktivkohle oder Holzkohle, die wir selbst herstellen können (Experiment 63)

In das Glührörchen werden 2 cm^3 Aktivkohle gefüllt.
Das Glührohr ist mit Hilfe des Schlauchstückes am Glasrohr zu verschließen. An das Glasrohr ist das Gummigebläse anzubringen. Die gesamte Apparatur wird am Stativ gehaltert (vergleiche Abb. 36b).

Die Aktivkohle wird nun kräftig erhitzt. Nach ca. 20 Sekunden ist mit Hilfe des Gummigebläses Luft zuzuführen. Wenn die Aktivkohle schwach zu glühen beginnt, wird der Brenner entfernt.

Bei kräftigem Luftstrom glüht die Aktivkohle stärker auf. Wird der Luftstrom kurzzeitig unterbrochen, läßt das Glühen der Aktivkohle merklich nach. Das Stativ kannst Du nun bei ständigem

Pumpen transportieren und somit das Glührörchen als Lichtquelle nutzen.

AUSWERTUNG

Da in der Luft nur 20,94 Volumenprozent Sauerstoff enthalten sind, laufen Oxydationen mit Hilfe von Luftsauerstoff ruhiger ab. Wird aber für ständige Frischluftzufuhr gesorgt, können Oxydationsvorgänge verstärkt werden.

Bei der Oxydation von Kohlenstoff entsteht Kohlendioxid:

C	+	O_2	⟶	CO_2
Kohlenstoff		Sauerstoff		Kohlendioxid

Es stellt sich nun die Frage, ob in der Natur nur dann Oxydationsvorgänge ablaufen, wenn Energie in Form von Licht oder Hitze freigesetzt wird. Die Frage läßt sich sehr schnell beantworten.

Im menschlichen Organismus wird Sauerstoff bei der Oxydation von Kohlenhydraten (z.B. Traubenzucker) chemisch verbraucht. Dieser Oxydationsvorgang erfolgt immer, wenn sich der Mensch sportlich betätigt.

Bei dieser biologischen Oxydation wird Energie freigesetzt.

Das Rosten von Eisen ist ein Vorgang, der häufig zum Beispiel zum Ärgernis von Autobesitzern wird. Mit dem Rosten von Eisen diskutieren wir einen Oxydationsvorgang, der ohne Erhitzen und ohne heftige Energieabgabe verläuft. Dafür läuft dieser Oxydationsvorgang (Korrosion) aber sehr gleichmäßig und außerordentlich wirksam ab.

Die Aufgabe des Chemikers ist es auch, solche Mittel zu finden, die das Rosten grundsätzlich unmöglich machen, den Sauerstoffzutritt an das Eisen verhindern. Dazu gehören Rostschutzfarben, Metallüberzüge, Chemikalien, die rosthemmend wirken.

EXPERIMENT 105 Eisen verbraucht beim Rosten Sauerstoff

GERÄTE: Reagenzglas, Einleitungsrohr, Becherglas, Filterpapier, Stativ, Spatel

CHEMIKALIEN: Eisenpulver, Kaliumpermanganat

DURCHFÜHRUNG

Ein Reagenzglas wird trocken mit Sauerstoff gefüllt (vergleiche mit Experiment 86).

In das mit Sauerstoff gefüllte Reagenzglas ist ein Streifen angefeuchtetes Filterpapier einzuführen, das mit 2 Spatel Eisenpulver bestreut wurde. Danach ist das Reagenzglas sofort mit Hilfe des Einleitungsrohres zu verschließen.

Der Apparat wird am Stativ gehaltert.

Das Einleitungsrohr taucht in das Becherglas ein, welches mit angefärbtem Wasser gefüllt ist.
2 Kristalle Kaliumpermanganat reichen zum Anfärben.

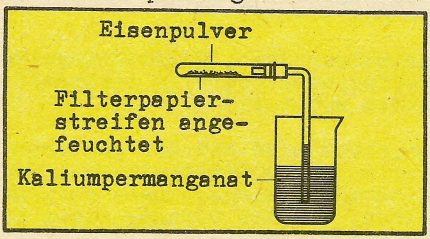


Abb. 38 Nachweis des Sauerstoffverbrauchs beim Rosten

Das angefärbte Wasser steigt langsam im Einleitungsrohr nach oben.

AUSWERTUNG

Das Ansteigen des gefärbten Wassers im Einleitungsrohr deutet an, daß im Reagenzglas Sauerstoff durch die Oxydation des Eisens verbraucht wird. Es entsteht dadurch ein Unterdruck, Wasser wird angesaugt.

Im entstehenden Rost sind verschiedene Eisenoxide (FeO, Fe_2O_3) und Wasser nachweisbar.

8.3. R E D O X R E A K T I O N -

MIT DER OXYDATION ERFOLGT GLEICHZEITIG DIE R E D U K T I O N

EXPERIMENT 106 Kann man den Sauerstoff aus Metalloxiden wieder entfernen?

VORÜBERLEGUNGEN

In den erfolgten Experimenten haben wir erkannt, daß die Metalle Magnesium, Eisen und Kupfer mit unterschiedlicher Intensität mit Sauerstoff reagieren. Das Magnesium zeichnet sich dadurch aus, daß es besonders intensiv mit dem Sauerstoff reagiert. Die entsprechenden Reaktionen von Eisen und Kupfer verliefen demgegenüber immer weniger intensiv.

Kann man daraus ableiten, daß das Magnesium auch mit dem im Eisenoxid oder Kupferoxid gebundenen Sauerstoff reagieren kann?

Wie müßten wir vorgehen, wenn wir das für Kupferoxid überprüfen wollten?

Woran könnten wir erkennen, ob Magnesium sich mit dem Sauerstoff des Kupferoxids verbunden hat?

DURCHFÜHRUNG

GERÄTE: Reagenzglas, Reagenzglashalter, Spatel, Brenner

CHEMIKALIEN: Magnesiumpulver, Kupferoxidpulver (Kupferpulver wird im Sauerstoffstrom erhitzt!)

Eine Spatelspitze Magnesiumpulver wird mit der gleichen Menge Kupferoxidpulver im Reagenzglas durch Schütteln oder Drehen vermischt. Das im Reagenzglashalter eingespannte Reagenzglas wird so in die Flamme gehalten, daß die Öffnung nicht auf Personen gerichtet ist! V O R S I C H T !

BEOBACHTUNG

Es findet eine heftige Reaktion mit Aufleuchten statt. Graues Magnesium ist nach dem Experiment weiß. Das schwarze Kupferoxid hat eine rötliche Farbe angenommen.

AUSWERTUNG

Aus dem grauen Magnesium ist weißes Magnesiumoxid und aus dem schwarzen Kupferoxid ist rötliches, metallisches Kupfer entstanden. Das Magnesium hat demzufolge mit dem Kupferoxid reagiert und dem Kupferoxid den Sauerstoff entzogen. Das Magnesium, das sich besonders intensiv mit dem Sauerstoff verbindet, ist bei dieser Reaktion also in der Lage, mit dem Sauerstoff des Kupferoxids zu reagieren.

Wird einer Verbindung Sauerstoff entzogen, so spricht man von einer R e d u k t i o n . Eine Reduktion ist damit das Gegenteil einer Oxydation.

CuO	+	Mg	⟶	Cu	+	MgO
Kupferoxid		Magnesium		Kupfer		Magnesiumoxid

Bei dieser chemischen Reaktion laufen also Oxydation und Reduktion gleichzeitig ab:

O x y d a t i o n : Mg ⟶ MgO

R e d u k t i o n : CuO ⟶ Cu

Magnesium verbindet sich mit dem Sauerstoff des Kupferoxids, es wird deshalb auch als Reduktionsmittel bezeichnet.

Kupferoxid liefert den Sauerstoff für die Oxydation von Magnesium, es ist das Oxydationsmittel bei der untersuchten chemischen Reaktion.

EXPERIMENT 107 Ist das Kupfer in der Lage, als Reduktionsmittel zu wirken und mit dem Sauerstoff des Magnesiumoxids zu reagieren?

VORÜBERLEGUNGEN

Wenn die Intensität einer Reaktion von Metall und Sauerstoff ein Gradmesser für die Festigkeit oder Stabilität der Bindung zwischen Metall und Sauerstoff ist, dürfte Kupfer nicht in der Lage sein, mit dem im Magnesiumoxid gebundenen Sauerstoff zu reagieren (siehe Experiment 20).

DURCHFÜHRUNG

GERÄTE: Reagenzglas, Reagenzglashalter, Spatel, Brenner

CHEMIKALIEN: Kupferpulver, Magnesiumoxidpulver (Oxydationsprodukt eines Magnesiumspans)

Magnesiumoxid wird hergestellt, indem ein Magnesiumspan auf dem Ende der Magnesiarinne erhitzt wird.

Danach ist eine Spatelspitze Kupferpulver mit der gleichen Menge Magnesiumoxidpulver im Reagenzglas zu vermischen. Das im Reagenzglashalter eingespannte Reagenzglas ist etwa 1 Minute zu erhitzen.

BEOBACHTUNG

Es ist keine Veränderung zu beobachten.

AUSWERTUNG

Kupferpulver ist nicht in der Lage, mit dem im Magnesiumoxid gebundenen Sauerstoff zu reagieren. Offensichtlich besteht ein Zusammenhang zwischen der Intensität der Verbindung eines Metalls mit dem Sauerstoff und der Festigkeit bzw. Stabilität der Verbindung.

Wir wissen: Alle Elemente sind bei einer chemischen Reaktion bestrebt, Elektronenlücken auf der Außenschale aufzufüllen. Dies geschieht sehr häufig durch die Ausbildung gemeinsamer Elektronenpaare zwischen den Bindungspartnern. Das Ergebnis ist eine stabile Elektronenanordnung oder anders gesagt eine Achterschale (Elektronenoktett).

Neben der Atombindung, die durch gemeinsame Elektronenpaare zwischen den Bindungspartnern gekennzeichnet ist, lernen wir nun eine neue Bindungsart kennen.

Reagiert Magnesium mit Sauerstoff, so entsteht Magnesiumoxid. Magnesiumoxid weist im Vergleich zu den Ausgangsstoffen völlig neue Eigenschaften auf. Diese Eigenschaften sind auch auf die Art der chemischen Bindung zwischen Magnesium und Sauerstoff zurückzuführen.

Schauen wir uns die Stellung beider Elemente im Periodensystem an.

Magnesium steht in der 3. Periode und Sauerstoff in der 2. Periode. Die Außenelektronen können durch Punkte zum Ausdruck gebracht werden. Gleichzeitig wird in der Tabelle für jedes Element ein Wert, der Elektronegativitätswert (ENW), angegeben. Er sagt aus, wie stark Atome eines Elementes Valenzelektronen anderer Atome anziehen können. Je größer der ENW ist, desto größer ist die Anziehungskraft.

Hauptgruppe / Periode	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
2.	. Li	.Be.	.B.	.C.	.N.	.O.	:F.	:Ne:
ENW	1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0	-
3.	.Na	.Mg.	.Al.	.Si.	.P.	.S.	:Cl.	:Ar:
ENW	0,9	1,2	1,5	1,8	2,1	2,5	3,0	-

Abb. 39 Valenzelektronen und Elektronegativitätswerte einiger Elemente

Es ist zu erkennen, daß den links stehenden Elementen aufgrund des kleinen Elektronegativitätswertes sehr leicht Elektronen durch solche Elemente entzogen werden könnten, die rechts im Periodensystem stehen.

BEISPIEL

Reagiert Natrium mit Chlor, so entsteht eine chemische Verbindung (Natriumchlorid), in der die Chloratome eine weitaus größere Anziehungskraft auf Valenzelektronen des Natriums besitzen. Was geschieht also in solchen chemischen Verbindungen, in denen Atome sehr unterschiedlicher Anziehungskraft miteinander verbunden sind?

Betrachten wir die schon untersuchte Reaktion von Magnesium und Sauerstoff:

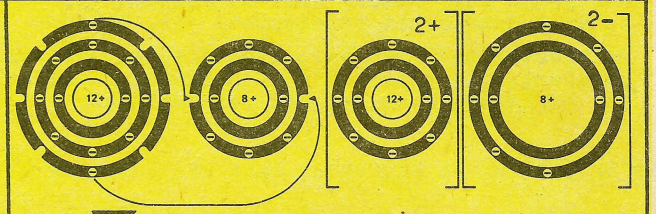
	Magnesium	Sauerstoff	Magnesiumoxid	
Symbol der Formel	Mg	O	MgO	
Modell				
EMW Differenz der EMW	1,2 — 2,3	3,5	Sauerstoff entzieht Magnesium die beiden Valenzelektronen!	
Anzahl der Elektronen (e^-)	12 e^-	8 e^-	10 e^-	10 e^-
Anzahl der Protonen (pr^+)	12 pr^+	8 pr^+	12 pr^+	8 pr^+
Ladung	Mg $\pm$0 neutral	O $\pm$0 neutral	Mg 2+ positiv	O 2- negativ

Abb. 40 Magnesium werden durch Sauerstoff Elektronen entzogen

Wie wir feststellen können, entzieht Sauerstoff dem Magnesium die beiden Valenzelektronen entsprechend einer allgemeinen

R e g e l : Immer dann, wenn die Differenz der Elektronegativitätswerte zweier Elemente größer als 1,7 ist, kommt es zum Entzug der Valenzelektronen durch das elektronegativere Element.

Welche Folgen hat der Elektronenentzug?

1. Magnesium besitzt nur noch 2 Elektronenschalen. Die äußerste ist mit 8 Elektronen maximal besetzt. Magnesium hat damit einen stabilen Zustand erreicht. Gleichzeitig besitzt Magnesium in Verbindung mit Sauerstoff eine zweifach positive Ladung.

2. Sauerstoff füllt die Elektronenlücken mit den Elektronen des Magnesiums auf und erreicht so auch einen stabilen Zustand. Aufgrund der zusätzlich aufgenommenen Elektronen ist Sauerstoff zweifach negativ geladen.

3. Da sich unterschiedlich geladene Teilchen (auch Ionen genannt) anziehen, spricht man im Falle des Magnesiumsoxids auch von einer Ionenbeziehung zwischen Magnesium-Ionen und Sauerstoff-Ionen.

   Die Ionen lagern sich in Form eines Ionengitters aneinander. Die regelmäßige Anordnung führt zu einer bestimmten Form, den Ionenkristallen. Ionenkristalle sind feste, aus elektrisch positiv geladenen und elektrisch negativ geladenen Ionen aufgebaute Körper.

Positive und negative Ladungen heben sich im Ionenkristall auf, so daß Ionenkristalle nach außen neutral wirken.

Wir werden später nochmals auf die Ionenbeziehung eingehen. Auf jeden Fall müssen wir uns merken, wie man die Ladung der Ionen kennzeichnet (vergleiche Abb. 40).

Hochgestellte Plus- bzw. Minuszeichen kennzeichnen die Ladungsart. Die Anzahl der Ladungen wird mit einer Zahl vor dem hochgestellten Zeichen verdeutlicht.

Die Oxydation von Magnesium kann wie folgt dargestellt werden:

$$2\ Mg + O_2 \longrightarrow 2\ MgO$$

Was wird bei dieser chemischen Reaktion reduziert?

Zur präzisen Beantwortung dieser Frage müssen wir uns zusätzlich folgende H i n w e i s e einprägen:

Da Elemente unterschiedliche Anziehungskraft auf Valenzelektronen besitzen, werden in chemischen Verbindungen auch Elektronenpaare unterschiedlich stark durch Elemente angezogen. So liegt im Wassermolekül zwischen dem Sauerstoff und den beiden Wasserstoffatomen jeweils ein Elektronenpaar vor:

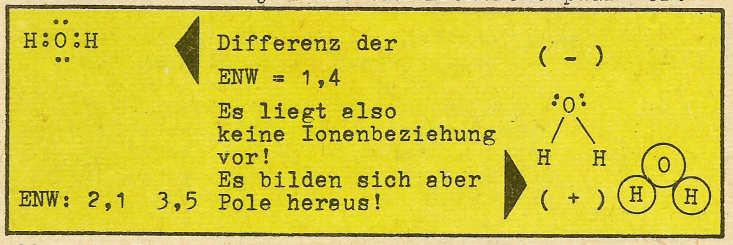


Abb. 41 Herausbildung von Polen im Wassermolekül

Die beiden Elektronenpaare (Striche für Elektronenpaare) werden jedoch vom Sauerstoff stärker beansprucht, so daß Sauerstoff den negativ und Wasserstoff den positiv geladenen Pol im Molekül bilden. Moleküle, die nach außen neutral wirken, im Molekül jedoch Pole herausbilden, sind als D i p o l e (zwei Pole) zu kennzeichnen.

Die Bindung zwischen Wasserstoff und Sauerstoff entsteht aufgrund der gemeinsamen Elektronenpaare, die jedoch vom Sauerstoff stärker beansprucht werden.

Eine solche chemische Bindung bezeichnen wir als p o l a r e A t o m b i n d u n g .

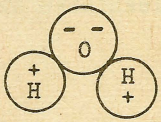
Aus dem Beispiel Wasser läßt sich die Annahme ableiten, daß in einer chemischen Verbindung die Elemente mit dem kleineren Elektronegativitätswert immer Elektronen teilweise (polare Atombindung) oder vollständig (Ionenbeziehung) an den Bindungspartner mit größerem Elektronegativitätswert abgeben. Zerlegt man in Gedanken so ein Molekül, egal ob polare Atombindung oder

Ionenbeziehung vorliegt, in Ionen, so erhält jedes ursprüngliche Atom eine Ladungszahl.

Diese angenommene Ladungszahl bezeichnet der Chemiker als O x y d a t i o n s z a h l . Oxydationszahlen leisten dem Chemiker und auch uns bei der Bestimmung zum Beispiel der Oxydation und Reduktion große Hilfe.

Bestimmen wir nun die Oxydationszahlen von Wasserstoff und Sauerstoff im Wassermolekül:

Wenn wir also annehmen, daß Wasser aus Ionen besteht, dann müßte auf jeden Fall Wasserstoff sein Außenelektron an Sauerstoff abgeben. Wasserstoff wäre so positiv geladen und Sauerstoff negativ:



$2\cdot(+1) \; -2$

H_2O

Die Summe der Oxydationszahlen muß immer gleich Null sein!

Wir merken uns:

1. Bis auf wenige Ausnahmen besitzt Sauerstoff immer die Oxydationszahl -2 und Wasserstoff die Oxydationszahl +1.

2. Im Periodensystem links stehende Elemente geben meistens ihre Valenzelektronen ab, sie haben damit eine positive Oxydationszahl, die sehr häufig der Hauptgruppennummer entspricht.

3. Rechts im Periodensystem stehende Elemente ziehen aufgrund ihres hohen Elektronegativitätswertes meistens die Elektronen des Bindungspartners an. Ihre Oxydationszahl ist deshalb meistens negativ.

4. Elemente besitzen die Oxydationszahl 0.

Wir üben das Bestimmen von Oxydationszahlen:

Name	Formel und Oxydationszahlen	Summe der Oxydationszahlen
Magnesiumoxid	$\overset{+2}{Mg}\overset{-1}{O}$	$+2 \; -2 \quad = 0$
Schwefelwasserstoff	$\overset{2\cdot(+1)}{H_2} \; \overset{-2}{S}$	$2\cdot(+1)-2 \quad = 0$
Kaliumnitrat	$\overset{+1}{K} \; \overset{+5}{N} \; \overset{3\cdot(-2)}{O_3}$	$+1+5+3(-2) = 0$
Kaliumpermanganat	$\overset{+1}{K} \; \overset{+7}{Mn} \; \overset{4\cdot(-2)}{O_4}$	$+1+7+4(-2) = 0$

Reagiert Magnesium mit Sauerstoff, kommt es zu zwei Reaktionen:

$$\overset{0}{Mg} \longrightarrow \overset{+2}{Mg} + 2\,e^- \quad \text{Elektronenabgabe} = \text{Oxydation}$$

$$\overset{0}{O} + 2\,e^- \longrightarrow \overset{-2}{O} \quad \text{Elektronenaufnahme} = \text{Reduktion}$$

Wird ein Element oxydiert, nimmt die Oxydationszahl zu.
Wird ein Element reduziert, nimmt die Oxydationszahl ab.

Da Sauerstoff nicht im atomaren, sondern molekularen Zustand vorkommt, schreiben wir:

$$2\,\overset{0}{Mg} + \overset{0}{O_2} \longrightarrow 2\,\overset{+2}{Mg}\ \overset{-2}{O}$$

Vorgänge, bei denen gleichzeitig Oxydation und Reduktion ablaufen, bezeichnet man als R e d o x r e a k t i o n e n .

EXPERIMENT 108 Reaktion von Magnesium mit Wasserdampf

DURCHFÜHRUNG

GERÄTE: Reagenzglas, Ableitungsrohr, pneumatische Wanne, Brenner, Spatel, Stativ

CHEMIKALIEN: Sand, Wasser, Magnesiumspäne

In ein Reagenzglas geben wir 1 cm^3 Sand. Mit der Pipette tropfen wir vorsichtig auf den Sand soviel Wasser, wie der Sand aufsaugen kann. Das Reagenzglas wird schwach geneigt am Stativ befestigt und zusätzlich mit einem größeren Magnesiumspan gefüllt.

ACHTUNG! Es darf auf keinen Fall Magnesiumpulver verwendet werden, da dieses explosionsartig reagieren kann!

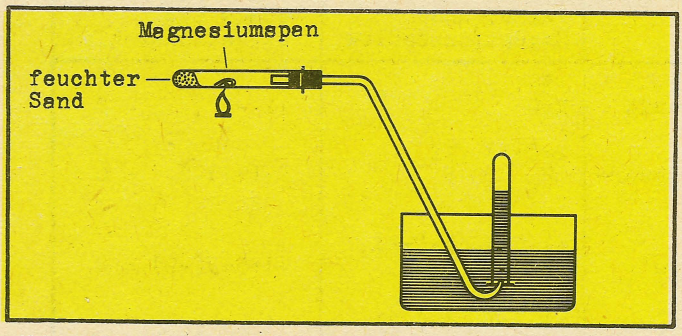


Abb. 42 Reaktion von Magnesium mit Wasserdampf

Der Magnesiumspan wird zunächst an der dem Stopfen zugewandten Seite kräftig erhitzt. Erst nach dem Aufglühen des Magnesiums ist der Sand v o r s i c h t i g zu erhitzen.

Das entweichende Gas wird kurz nach dem Erhitzen des Sandes pneumatisch aufgefangen.

BEOBACHTUNG

Wird über den schwach glühenden Magnesiumspan Wasserdampf geleitet, glüht der Magnesiumspan hell auf. Es bildet sich ein Gas und weißes Magnesiumoxid. Das Gas ist brennbar.

AUSWERTUNG

Magnesium reagiert mit dem Sauerstoff aus dem Wasserdampf:

0		+1-2		+2-2		0
Mg	+	H_2O	⟶	MgO	+	H_2
Magnesium		Wasser(Dampf)		Magnesium-oxid		Wasser-stoff

Wir stellen fest:

Magnesium wird oxydiert, da seine Oxydationszahl zunimmt. Wasserstoff wird reduziert, die Oxydationszahl des Wasserstoffs nimmt ab. Oxydationsmittel ist der Wasserstoff, denn er nimmt Elektronen von Magnesium auf.
Reduktionsmittel ist Magnesium, denn es gibt Elektronen ab.

Es handelt sich bei der untersuchten Reaktion um eine Redoxreaktion.

EXPERIMENT 109 Wir führen nochmals das Experiment 1 durch!

Die Durchführung erfolgt nach der Vorschrift im Experiment 1. Nun sind wir in der Lage, die Vorgänge bei diesem eindrucksvollen Experiment zu erklären.

Magnesium wird zu Magnesiumoxid oxydiert. Die Auslösung der Reaktion erfolgt durch die exotherme Reaktion von Glycerol mit Kaliumpermanganat (vergleiche Experiment 51).

Der Sauerstoff für die Oxydation des Magnesiums wird durch das Erhitzen von Kaliumpermanganat (vergleiche Experiment 91) frei. Es sind im Experiment also folgende Voraussetzungen geschaffen worden:

- oxydierbarer Stoff (Magnesium);
- Wärmequelle (exotherme Reaktion von Glycerol mit Kaliumpermanganat);
- sauerstoffabgebender Stoff (Erhitzen von Kaliumpermanganat).

Wir werden jedoch chemische Reaktionen kennenlernen, bei denen Oxydation und Reduktion diese Voraussetzungen nicht erfordern.

8.4. ZUR BERECHNUNG VON MASSEN CHEMISCHER STOFFE

EXPERIMENT 110 Kann man für die Reduktion einer bestimmten Masse Kupferoxid eine beliebige Masse Magnesium benutzen?

VORÜBERLEGUNGEN

Wahrscheinlich benötigt man zur Reduktion einer bestimmten Masse Kupferoxid auch eine bestimmte Masse Magnesium.

Wir wollen uns ohne genaues Wägen einen Eindruck davon verschaffen.

DURCHFÜHRUNG

GERÄTE: 3 Reagenzgläser, Reagenzglashalter, Spatel, Brenner

CHEMIKALIEN: Kupferoxidpulver (vergleiche Experiment 106), Magnesiumpulver

In die 3 Reagenzgläser wird je eine Spatelspitze (VORSICHT! Nur sehr wenig verwenden!) Kupferoxidpulver gegeben.

Das Kupferoxidpulver wird im 1. Reagenzglas mit der halben Menge Magnesiumpulver, im 2. Reagenzglas mit der gleichen Menge Magnesiumpulver und im 3. Reagenzglas mit der doppelten Menge Magnesiumpulver vermischt.

Die im Reagenzglashalter eingespannten Reagenzgläser werden nacheinander (VORSICHT! Öffnung nicht auf Personen halten!) erhitzt.

BEOBACHTUNG

Die Heftigkeit der Reaktion nimmt vom 1. zum 3. Reagenzglas deutlich zu. Beim Vergleichen der Reaktionsprodukte kann man feststellen, daß sich im 1. Reagenzglas wenig verändert hat. Im 2. Reagenzglas sind ein weißes und ein rötliches Pulver zu erkennen. Das 3. Reagenzglas enthält einen größeren Anteil rötliches Pulver.

AUSWERTUNG

Will man eine bestimmte Masse Kupferoxid durch Magnesium vollständig reduzieren, also aus dem Kupferoxid wieder Kupfer herstellen, so wird dafür auch eine bestimmte Menge Magnesium benötigt. Nimmt man zu wenig Magnesium, so wird nur ein Teil des Kupferoxids reduziert. Benutzt man Magnesium im Überschuß, so erfolgt zwar eine vollständige Reduktion des Kupferoxids zu Kupfer, aber ein Teil des Magnesiums bleibt übrig oder verbindet sich mit dem Luftsauerstoff.

Was muß ein Chemiker über Masse von Stoffen wissen?

Wir müssen uns nun die Frage stellen, auf welchem Weg der Chemiker exakt bestimmt, wieviel Magnesium notwendig ist, um eine bestimmte Masse Kupferoxid zu reduzieren.

Schauen wir uns die Reaktionsgleichung für die durchgeführte Reaktion an:

$$CuO + Mg \longrightarrow Cu + MgO$$

Wir erkennen, daß für die Reduktion von einem Molekül Kupferoxid ein Atom Magnesium erforderlich ist.

Nun sind die wirklichen Massen eines Atoms bzw. eines Moleküls sehr klein. Das haben wir schon im Kapitel 5.5. festgestellt. Mit diesen absoluten (wahren) Atommassen kann nicht gearbeitet werden!

Deshalb benutzt man relative Atommassen oder Molekülmassen. So findest Du im Periodensystem folgende relative Atommassen, wobei abgerundete Werte zu verwenden sind:

MAGNESIUM = 24
SAUERSTOFF = 16
KUPFER = 63,5

Die relativen Molekülmassen für Kupferoxid und Magnesiumoxid sind ebenfalls schnell zu errechnen, wenn die relativen Atomgewichte der am Aufbau der Verbindung beteiligten Elemente addiert werden:

Cu	= 63,5	Mg	= 24
O	= 16	O	= 16
CuO	= 79,5	MgO	= 40 (relative Molekülmasse)

Wie Du sicherlich bemerkt hast, sind die relativen Atom- und Molekülmassen ohne Maßeinheit angegeben worden.

Im chemischen Laboratorium ist es jedoch erforderlich, Massen in Milligramm, Gramm oder Kilogramm anzugeben. Es fehlt uns jedoch ein sehr wichtiger Begriff, um Maßeinheiten verwenden zu können.

Die relative Molekülmasse von Magnesiumoxid beträgt 40.
Was bedeuten nun aber 40 Gramm Magnesiumoxid?

In 40 g Magnesiumoxid sind 600 Trilliarden Magnesiumoxidteilchen und in 79,5 g Kupferoxid sind 600 Trilliarden Kupferoxidteilchen enthalten.

Wir können sagen:

Die Menge eines Stoffes (Stoffmenge) in Gramm, die seiner relativen Atom- oder Molekülmasse entspricht, wird als Mol (Kurzzeichen der Einheit m o l) bezeichnet.

1 Mol CuO = 79,5 g = 600 Trilliarden CuO - Teilchen

1 Mol MgO = 40 g = 600 Trilliarden MgO - Teilchen.

Die genaue Anzahl der Teilchen der Stoffmenge 1 Mol ist von JOSEF LOSCHMIDT im Jahre 1868 erstmalig mit 600 Trilliarden ($6{,}023 \cdot 10^{23}$ = LOSCHMIDT'SCHE ZAHL) berechnet worden.

Symbole und Formeln kennzeichnen stets die Stoffmenge 1 Mol. Einem Mol eines Stoffes kommt immer eine genau zu berechnende Masse zu. Diese bezeichnen wir als **molare Masse**.

Die molare Masse von Magnesiumoxid beträgt also 40 g/mol.

Üben wir, indem wir die molaren Massen in der folgenden Tabelle überprüfen:

chemisches Element	chemisches Zeichen	molare Masse in g/mol	chemische Verbindung	Formel	molare Masse in g/mol
Aluminium	Al	27	Aluminiumoxid	Al_2O_3	102
Natrium	Na	23	Natriumoxid	Na_2O	62
Kohlenstoff	C	12	Kohlendioxid	CO_2	44
Schwefel	S	32	Schwefeldioxid	SO_2	64
Sauerstoff	O_2	32	Wasser	H_2O	18
Sauerstoff (atomar)	O	16	Schwefelwasserstoff	H_2S	34

Wenden wir unser Wissen zur Bestimmung von Stoffmassen, genauer molarer Massen, an:

Mg	+	CuO	⟶	MgO	+	Cu
1 mol		1 mol		1 mol		1 mol
24 g/mol		79,5 g/mol		40 g/mol		63,5 g/mol

Das bedeutet, für die Reduktion von 1 mol Kupferoxid wird ein mol Magnesium benötigt oder für die Reduktion von 79,5 g Kupferoxid sind 24 g Magnesium erforderlich.

Anstelle von 79,5 g könnte man auch 79,5 mg oder 79,5 kg einsetzen. In gleicher Weise müßten dann auch anstelle von 24 g Magnesium 24 mg oder 24 kg usw. verwendet werden.

Müßten 2 mol Kupferoxid reduziert werden, so würde die doppelte Menge Magnesium als Reduktionsmittel erforderlich sein:

$$2\,Mg + 2\,CuO \longrightarrow 2\,MgO + 2\,Cu$$

48 g/mol 159 g/mol

Wir lernen ein wichtiges chemisches Gesetz kennen:

> Bei einer chemischen Reaktion reagieren die verschiedenen Stoffe in ganz bestimmten, konstanten Massenverhältnissen miteinander.

Dieses Gesetz trifft auch auf Kupferoxid als chemische Verbindung zwischen Kupfer und Sauerstoff zu. Es sind immer ein Mol Kupfer mit einem Mol atomaren Sauerstoff miteinander verbunden. Noch genauer können wir sagen:

> 63,5 g Kupfer sind im Kupferoxid mit 16 g Sauerstoff chemisch gebunden.

Die Formel CuO ist also nicht nur eine verkürzte Schreibweise für die Verbindung Kupferoxid, die das Zahlenverhältnis der verbundenen Elemente angibt, sondern sie bringt gleichzeitig zum Ausdruck, in welchem Massenverhältnis Kupfer und Sauerstoff miteinander verbunden sind. Chemische Symbole und die ihnen zugeordneten Zeichen haben also stets eine qualitative und eine quantitative Bedeutung.

9 WASSER - WASSERSTOFF

Wasser ist ein lebensnotwendiger Stoff. Wir können sagen, daß die chemische Verbindung Wasser für Pflanzen, Tiere und den Menschen nicht fehlen darf, denn überall dort auf der Erde, wo Wasser fehlt, ist kein Leben möglich. Von den vielen chemischen Verbindungen, die wir auf der Erde vorfinden, ist Wasser die häufigste. Rund 70 % der Erdoberfläche sind Wasserflächen.

Unser Wasserbedarf ist sehr hoch. Das Meereswasser kann jedoch nicht aufgrund seines hohen Salzgehaltes zur Abdeckung unseres Bedarfes genutzt werden. Angewiesen sind wir auf Wasser, welches sich durch Niederschläge auf der Erdoberfläche in verschiedener Form sammelt.

Die geringen Wasservorräte erfordern größte Sparsamkeit beim Wasserverbrauch sowohl in den Haushalten als auch in unseren Betrieben.

Ein wichtiges Gebot gilt für jeden von uns:

> Das Grundwasser, das Wasser der Bäche, Flüsse und Seen ist vor Verunreinigungen zu schützen!

Wir wollen nur mit geringen Mengen von Wasser experimentieren, um Wissenswertes zur chemischen Verbindung Wasser zu erfahren.

EXPERIMENT 111 Leitungswasser und elektrischer Strom

GERÄTE: Becherglas, Klingeldraht, Batterie (4,5 Volt), Grillfolie (Aluminiumfolie)

CHEMIKALIEN: Leitungswasser

DURCHFÜHRUNG

Ähnlich wie im Experiment 35 werden zwei Verbindungskabel an den Elektroden der Batterie angeschlossen. Zur Befestigung können auch Büroklammern verwendet werden. Diese Drähte sind jeweils mit einem 1 cm breiten und 6 cm langen Grillfoliestreifen mit Hilfe von Büroklammern zu verbinden. Die Folienstreifen werden nun in Leitungswasser, welches sich im Becherglas befindet, eingetaucht.

An beiden Folienstreifen ist das Aufsteigen von Gasbläschen zu beobachten.

AUSWERTUNG

Wir erinnern uns: Bei der Reaktion von Magnesium mit Wasserdampf wurde Magnesium durch den Sauerstoff des Wassers oxydiert. Der andere Bestandteil, der Wasserstoff, konnte aufgefangen und nachgewiesen werden.

Mit diesem Experiment hatten wir Wasser durch eine Redoxreaktion chemisch in Form seiner Bestandteile Wasserstoff und Sauerstoff nachgewiesen.

Welche Gase können an den beiden unterschiedlich geladenen Elektroden entstehen, wenn mit elektrischem Strom gearbeitet wird?

Wir vermuten, Wasserstoff und Sauerstoff entstehen als gasförmige Reaktionsprodukte bei der elektrolytischen Zersetzung des Wassers. Auf jeden Fall haben wir festgestellt, daß Leitungswasser den elektrischen Strom leitet und dabei eine chemische Reaktion abläuft.

EXPERIMENT 112 Wir führen die E l e k t r o l y s e von Wasser durch

GERÄTE: Stativ, U-Rohr, Becherglas, 2 Gaseinleitungsrohre, Schlauch (schwarz), pneumatische Wanne, Rahmbutterdose (als 2. pneumatische Wanne), 2 Graphitelektroden, Klingeldraht, Tropfpipette, Schutzbrille, Batterie

CHEMIKALIEN: Leitungswasser, Schwefelsäure

DURCHFÜHRUNG

Die Experimentieranordnung wird entsprechend der Abbildung vorgenommen.

Auf die Graphitelektroden ist jeweils ein 0,5 cm langes Schlauchstück (schwarz) vorsichtig so zu schieben, daß die Graphitelektrode 1 cm über dem Schlauchstück steht. Zur Ableitung entstehender

Gase werden die beiden Einleitungsrohre mit Hilfe von rotem Schlauch (jeweils 3 cm lang) am U-Rohr befestigt.

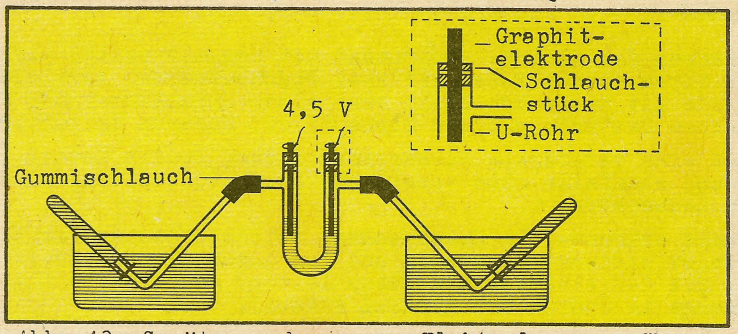


Abb. 43 Geräteanordnung zur Elektrolyse von Wasser

Im Becherglas werden 4 cm^3 Leitungswasser mit 5 Tropfen Schwefelsäure versetzt. Die Lösung ist in das am Stativ gehalterte U-Rohr zu geben. Danach wird das U-Rohr mit Hilfe des an den Graphitelektroden angebrachten Schlauchstückes verschlossen. Dabei sind die Elektroden vorsichtig in die Öffnung des U-Rohres zu drehen.

Mit Hilfe eines Verbindungskabels (Klingeldraht) schließt man die Elektroden an den Plus- bzw. Minuspol der Stromversorgung (Batterie) an.

BEOBACHTUNG

An beiden Elektroden ist Gasentwicklung zu beobachten. Bei genauerer Betrachtung ist an der negativen Elektrode (Katode) stärkere Gasentwicklung festzustellen.

Das Reagenzglas, in welchem das Gas des Katodenraumes aufgefangen wird, füllt sich deshalb weitaus schneller mit Gas. Das mit Gas gefüllte Reagenzglas ist mit einem Gummistopfen zu verschließen und aufzubewahren. Ein weiteres Reagenzglas kann mit dem Gas des Katodenraumes gefüllt werden.

AUSWERTUNG

Legt man an die Graphitelektroden Spannung an, so ist die stoffliche Veränderung von Wasser durch Gasentwicklung zu erkennen.

Das Gas des Katodenraumes kann auf Brennbarkeit untersucht werden. Häufig ist dabei eine heftige Reaktion festzustellen. Dieses Verhalten ist typisch für das Gas Wasserstoff. Das Gas, welches sich an der positiven Elektrode (Anode) entwickelte, ist mit der Spanprobe zu erkennen. Sauerstoff liegt vor!

Wird elektrische Energie aufgewendet, kann Wasser in die Elemente Wasserstoff und Sauerstoff gespalten werden. Durch die Zugabe von etwas Schwefelsäure wird die Leitfähigkeit der entstandenen Lösung erhöht.

EXPERIMENT 113 Elektrizitätsmenge und Gasmenge

Wir führen das gleiche Experiment mit doppelt soviel elektrischen Strom durch, indem wir zwei Flachbatterien verbinden. Dabei sind mit Hilfe von Draht bzw. einer Büroklammer der Pluspol der einen Batterie mit dem Minuspol der anderen zu verbinden.

Es ist eine verstärkte Wasserstoffbildung an der Katode (Minuspol) und ebenfalls eine verstärkte Sauerstoffbildung an der Anode zu beobachten.

Erstmals erkannte den Zusammenhang zwischen den an den Elektroden abgeschiedenen Gasmengen und der durch den Elektrolyten (Lösung, die den elektrischen Strom leitet) geflossenen Elektrizitätsmenge im Jahre 1833 MICHAEL FARADAY.

Nach ihm wurde die gefundene Gesetzmäßigkeit als 1. FARADAY'SCHES GESETZ bezeichnet. Die Gewichtsmenge eines elektrolytisch gebildeten Stoffs ist der durch den Elektrolyten geflossenen Elektrizitätsmenge direkt proportional.

EXPERIMENT 114 Knallblasen

VORÜBERLEGUNGEN

Energie ist für die Spaltung von Wasser in Wasserstoff und Sauerstoff erforderlich. Diese Energie ist in den Reaktionsprodukten Wasserstoff und Sauerstoff gespeichert.

Es ist nun zu untersuchen, wie die entstehenden Gase im Gemisch reagieren. Dazu ist eine Apparatur erforderlich, mit deren Hilfe Wasserstoff und Sauerstoff in Seifenblasen gesammelt werden können.

DURCHFÜHRUNG

GERÄTE: Graphitelektrode, Stativ, Einleitungsrohr, Erlenmeyerkolben, pneumatische Wanne, Tropfpipette, Schutzbrille

CHEMIKALIEN: Wasser, Schwefelsäure, Seifenlösung, Grillfolienstreifen (Aluminiumfolie)

Der Erlenmeyerkolben wird annähernd bis zum Seitenrohr mit Leitungswasser und 10 Tropfen Schwefelsäure gefüllt. Ein 10 cm langer und 1 cm breiter Grillfolienstreifen wird in den Erlenmeyerkolben eingetaucht. Mit Hilfe des durchbohrten Gummistopfens wird der Folienstreifen zwischen Erlenmeyerkolben und Gummistopfen eingeklemmt. Durch die Bohrung des Gummistopfens wird eine Graphitelektrode in den Erlenmeyerkolben geführt. Das Schlauchstück an der Graphitelektrode dient zum gasdichten Verschluß des Erlenmeyerkolbens.

Es kann mit 1 oder 2 Batterien gearbeitet werden. Das Gasgemisch wird in die Seifenlösung eingeleitet. Nach ca. 2 Minuten sind die mit Wasserstoff und Sauerstoff gefüllten Seifenblasen mit Hilfe eines brennenden Holzspans anzuzünden.

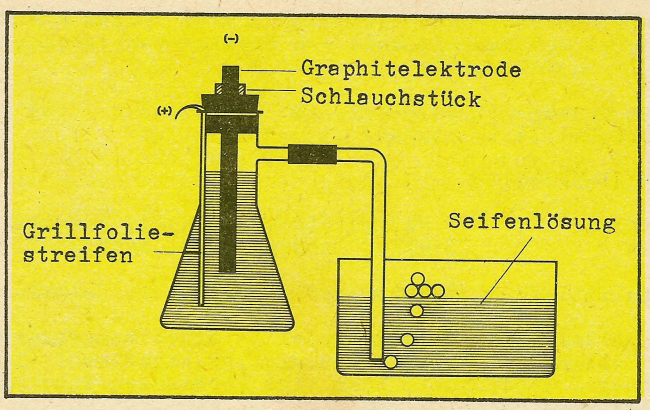


Abb. 44 Einleitung des Gasgemisches in eine Seifenlösung

Wasserstoff und Sauerstoff reagieren heftig miteinander. Es wird die Energie frei, die bei der elektrolytischen Wasserzersetzung zugeführt wurde.

Die Seifenblasen entzünden sich, wobei ein knallartiges Geräusch wahrzunehmen ist.

Man spricht deshalb auch von K n a l l g a s , wenn Wasserstoff und Sauerstoff im Gemisch vorliegen.

EXPERIMENT 115 Wasser beginnt zu w a n d e r n

Ein Tintenfaß oder ein ähnliches Behältnis wird bis zum Rand mit Wasser gefüllt und unverschlossen in das Eisfach des Kühlschranks gestellt. Nach 24 Stunden kannst Du einen nach oben gewachsenen "Eiszapfen" feststellen, der aus der Tintenfaßöffnung herausragt.

Wasser dehnt sich beim Gefrieren aus.

EXPERIMENT 116 Das Volumen von Wasser wird kleiner

In das Becherglas wird ein aus dem Kühlschrank entnommener Eiswürfel gegeben, dann ist es bis zum Becherglasrand mit Wasser zu füllen. Wird das Wasser beim Schmelzen des Eiswürfels überlaufen? Der Eiswürfel schwimmt auf dem Wasser. Nach dem Schmelzen ist kein Wasser übergelaufen, da das aus dem Eiswürfel entstandene Wasser einen kleineren Raum einnimmt als der Eiswürfel.

EXPERIMENT 117 Salzsäure ist sehr a g g r e s s i v !

VORÜBERLEGUNGEN

Da Eisen mit der Luft reagiert und allmählich rostet, ist anzunehmen, daß es auch mit Salzsäure reagiert. Da wir aber die Zusammensetzung der Salzsäure noch nicht kennen, können wir über

die eventuell entstehenden Reaktionsprodukte nichts aussagen. Vielleicht gibt uns das Ergebnis des Experiments Anhaltspunkte dafür. Auf jeden Fall gilt:

Beim Umgang mit Salzsäure ist i m m e r die Schutzbrille zu tragen!

DURCHFÜHRUNG

GERÄTE: 2 Reagenzgläser, Spatel, Brenner, Stativ, Tropfpipette, Schutzbrille

CHEMIKALIEN: Eisenpulver, Eisennagel, Salzsäure

Zwei Spatelspitzen Eisenpulver werden in einem Reagenzglas mit 10 Tropfen Salzsäure versetzt. Das gleiche Experiment wird mit einem Eisennagel wiederholt. Nach etwa 10 Minuten sind beide Reagenzgläser vorsichtig zu erhitzen.

BEOBACHTUNG

Nach Zugabe der Salzsäure zum Eisenpulver erfolgt eine Gasentwicklung, die allmählich nachläßt, durch das Erhitzen aber noch einmal in Gang kommt. Mit dem Eisennagel ist die Gasentwicklung nicht so kräftig.

AUSWERTUNG

Eisen reagiert mit Salzsäure. Da Eisenpulver eine viel größere Oberfläche hat als der Eisennagel, reagiert das Eisenpulver heftiger. Bei der Einwirkung von Flüssigkeiten auf Feststoffe spielt demzufolge der Verteilungsgrad der Feststoffe eine Rolle. Durch Erwärmen wird die Reaktion beschleunigt. Die Eigenschaften des entstehenden Gases müßten untersucht werden.

EXPERIMENT 118 Wasserstoff aus Eisen und Salzsäure

VORÜBERLEGUNGEN

Um die Eigenschaften des Gases bestimmen zu können, müßten wir größere Mengen so darstellen, daß wir es ohne Beimischung anderer Gase, insbesondere unter Ausschluß von Luft, erhalten.

Entwickle dafür eine Apparatur!

DURCHFÜHRUNG

GERÄTE: Erlenmeyerkolben, Gasableitungsrohr, pneumatische Wanne, Stativ, 3 Reagenzgläser mit Stopfen, Spatel, Schutzbrille, Klemmhalter (groß)

CHEMIKALIEN: Eisenpulver, Salzsäure

Stelle in der Apparatur aus 6 Spatel Eisenpulver durch allmäh-

liches Auftropfen einiger Tropfen Salzsäure das zu untersuchende Gas her und fülle damit pneumatisch 3 Reagenzgläser.

BEACHTE, daß zunächst die in der Apparatur enthaltene Luft durch das entstehende Gas "herausgespült" werden muß!

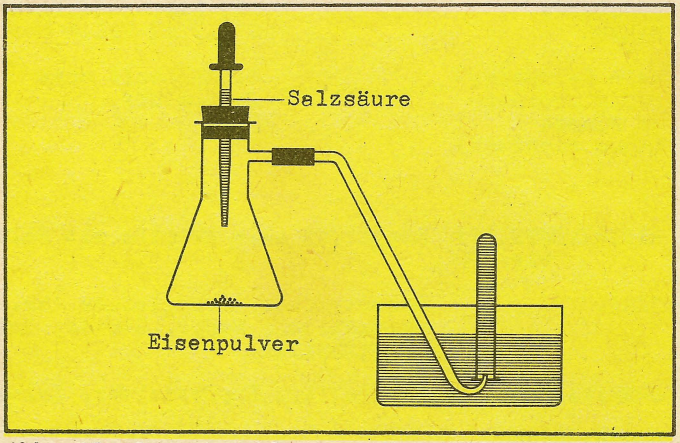


Abb. 45 Gasentwickler zur Darstellung größerer Gasmengen

Untersuche das Gas zunächst auf Brennbarkeit (V o r s i c h t !) und überlege dann, wie man nachweisen kann, ob es schwerer oder leichter ist als Luft. Fülle ein Reagenzglas zur Hälfte mit Wasser und leite in dieses, noch halb mit Luft gefüllte Reagenzglas bis zur vollständigen Füllung das entstehende Gas ein. (Wenn nicht mehr genug entsteht, eventuell den Reaktionskolben erhitzen!). Prüfe auch dieses Gasgemisch auf Brennbarkeit! (V o r s i c h t !)

BEOBACHTUNG

Das durch Erhitzen von Eisen und Salzsäure dargestellte Gas ist brennbar. Läßt man die gefüllten Reagenzgläser geöffnet mit nach oben und nach unten gerichteter Öffnung stehen, ist das Gas nach einiger Zeit nur in dem Reagenzglas noch durch Brennprobe nachweisbar, dessen Öffnung nach unten gerichtet ist. Ein Gemisch aus Luft und dem hergestellten Gas verbrennt mit pfeifendem Knall.

AUSWERTUNG

Durch Reaktion von Eisen mit Salzsäure entsteht ein brennbares Gas, das leichter als Luft ist.

Mit Luft vermischt bildet es das außerordentlich explosible "Knallgas". Beim Arbeiten mit diesem Gas ist demzufolge äußerste V o r s i c h t geboten!

Folgende Effekte können bei der Überprüfung auf Knallgas auftreten:

kein Geräusch, keine Flamme	→	nur Sauerstoff ist vorhanden
pfeifendes Geräusch, huschende Flamme	→	Ein Wasserstoff-Sauerstoffgemisch ist explosiv, wenn ein Wasserstoffgehalt von 6 ... 67 Vol.% vorliegt.
kein Geräusch, ruhig brennende Flamme (kaum sichtbar)	→	Wasserstoff ohne Sauerstoff

EXPERIMENTE 119 bis 120 Reagieren alle Metalle mit Salzsäure?

GERÄTE: Gasentwickler (vergleiche Abb. 1), pneumatische Wanne, Stativ, Spatel, Schutzbrille

CHEMIKALIEN: Zinkpulver, Kupferpulver, Salzsäure

DURCHFÜHRUNG

In das Reagenzglas mit Seitenrohr wird ein Spatel Zinkpulver gegeben. Um mit der Pipette den Gasentwickler gasdicht zu verschließen, muß das Schlauchstück am Pipettenrohr trocken bleiben.

Wenige Tropfen Salzsäure sind zum Zinkpulver zu geben, um eine kräftige Gasentwicklung auszulösen.

Das pneumatisch aufgefangene Gas ist brennbar.

Tropft man Salzsäure zu Kupferpulver, tritt keine Gasentwicklung ein.

AUSWERTUNG

Zink und Eisen sind Metalle mit niedrigem Elektronegativitätswert. Beide Metalle reagieren mit Salzsäure unter Wasserstoffentwicklung.

Kupfer mit höherem Elektronegativitätswert geht jedoch mit Salzsäure keine Reaktion unter Wasserstoffentwicklung ein.

Wir können sagen: Eine Vielzahl unedler Metalle reagiert mit Salzsäure, wobei als ein Reaktionsprodukt Wasserstoff entsteht.

EXPERIMENTE 121 bis 122 Wasserstoff - ein reaktionsfähiges Gas!

VORÜBERLEGUNGEN

Bei der Verbrennung von Wasserstoff war immer dann eine heftige Reaktion zu beobachten, wenn der Wasserstoff mit Sauerstoff im Gasgemisch vorlag. Bei der Verbrennung reagiert Wasserstoff mit

Sauerstoff zu Wasser:

$$2\ H_2 + O_2 \longrightarrow 2\ H_2O$$

2 mol Wasserstoff — 1 mol Sauerstoff — 2 mol Wasser

Bei dieser Reaktion wird Wasserstoff oxydiert, Sauerstoff reduziert. Mit Hilfe der Oxydationszahlen können wir diese Feststellung begründen.

$$\overset{\pm 0}{2\ H_2} + \overset{\pm 0}{O_2} \longrightarrow \overset{2\cdot(+1)-2}{2\ H_2O}$$

Die Oxydationszahl von Wasserstoff nimmt zu (Oxydation), die von Sauerstoff wird kleiner (Reduktion).

Wir wollen nun untersuchen, ob Wasserstoff auch mit Sauerstoff reagieren kann, der chemisch gebunden vorliegt

DARSTELLUNG VON

Kupferoxid

Auf der Magnesiarinne werden 2 Spatel Kupferpulver verteilt und danach erhitzt. Ist Kupfer gründlich oxydiert worden, liegt schwarzes Kupferoxid (CuO) vor.

REAKTION VON

Kupferoxid mit Wasserstoff

Wir stellen uns die Frage, ob Wasserstoff mit dem Sauerstoff des Kupferoxids reagieren kann.

Wenn dies möglich wäre, müßten wir aus dem schwarzen Kupferoxid rotbraunes Kupferpulver erhalten.

Bei den bisher durchgeführten Redoxreaktionen haben wir das Erhitzen der Ausgangsstoffe als eine wichtige Reaktionsbedingung gewählt.

Wir müssen wieder eine Apparatur konstruieren, die die Herstellung von Wasserstoff und das Erhitzen eines Feststoffes (CuO) ermöglicht, mit dem der Wasserstoff reagieren soll. Beide Apparate sollen also miteinander verbunden sein!

DURCHFÜHRUNG

GERÄTE: Gasentwickler, Glührohr mit Rückschlagsicherung, Brenner, Reagenzglas, Spatel, Schutzbrille, Stativ

CHEMIKALIEN: Zinkpulver, Salzsäure, Kupferoxid

Die zu verwendende Experimentieranordnung ist Dir schon bekannt. Da jedoch die durchzuführende chemische Reaktion nicht ungefähr-

lich ist, wenn Du folgende Hinweise nicht beachtest, wird die erforderliche Versuchsanordnung vorgegeben:

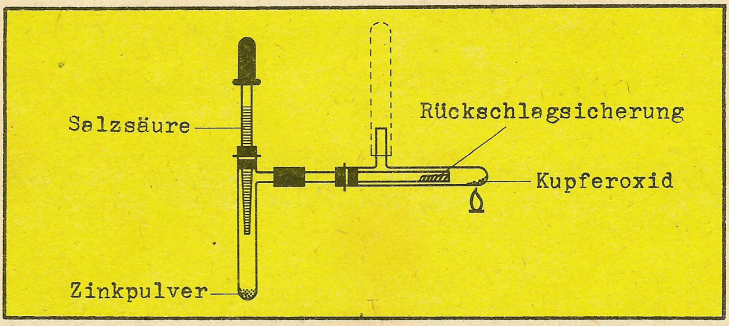


Abb. 46 Reduktion von Kupferoxid durch Wasserstoff

Um bei der durchzuführenden Reaktion zu verhindern, daß eine Flamme in den Wasserstoffentwickler eintritt, wird mit einer Rückschlagsicherung gearbeitet. Vergleiche dazu nochmals mit dem Ergebnis von Experiment 78!

In unserem Falle muß die Kupferspirale, die als "Flammenschlukker" oder besser als Rückschlagsicherung dient, sehr klein sein. Ein dünner Kupferdraht (Klingeldraht) wird um einen Nagel (Durchmesser ca. 2 mm) zehnmal gewickelt. Die Kupferspirale wird in das Glasrohr geschoben, welches in das Glührohr den Wasserstoff leitet.

Nun können wir mit dem Experiment beginnen.

Im Gasentwickler wird auf 3 Spatel Zinkpulver allmählich Salzsäure aufgetropft. Der Gasentwickler muß gasdicht verschlossen sein! Das Überleiten des Wasserstoffs erfolgt zunächst ohne Erhitzen des Glührohres. Etwa im Abstand von einer Minute hält man das im Reagenzglas aufgefangene Gas an die Flamme und führt die Knallgasprobe durch. Erst wenn das Gas ohne Pfeifton abbrennt, darf erhitzt werden (V o r s i c h t ! Schutzbrille tragen!).

Beobachte besonders das Kupferoxid und die kälteren Teile des Glührohres.

BEOBACHTUNG

Das schwarze Kupferoxid ändert seine Farbe. Es wird rotbraun. Im kälteren Teil des Glührohres sind Tropfen entstanden.

AUSWERTUNG

Das durch Reaktion von Eisen und Salzsäure hergestellte Gas reagiert in der Wärme mit dem Kupferoxid. Die Farbänderung weist darauf hin, daß aus Kupferoxid Kupfer entstanden ist. Kupferoxid ist demzufolge reduziert worden. Das Gas wirkt also bei diesem Experiment als Reduktionsmittel. Wenn das Gas mit dem Sauerstoff des Kupferoxids reagiert, muß es selbst oxydiert worden sein.

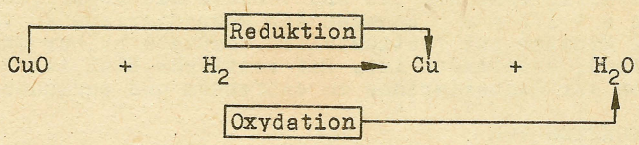
Die im Reaktionsrohr entstandenen Tropfen sehen aus wie Wasser.

Würden wir sie genauer untersuchen, könnten wir feststellen, daß es sich wirklich um Wasser handelt. Die Wassertropfen müssen aus dem Gas entstanden sein, nachdem es sich mit dem Sauerstoff des Kupferoxids verbunden hatte. Dieses Gas ist das chemische Element Wasserstoff. Das Symbol des Elements Wasserstoff ist H (von Hydrogenium).

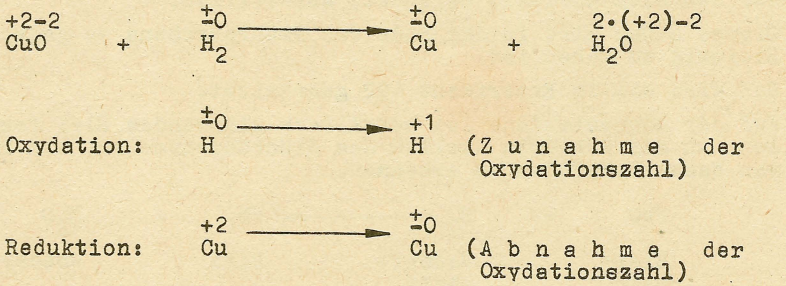
Wasserstoff kommt nur als Verbindung zwischen zwei Wasserstoffatomen vor. Wir sagen, Wasserstoff kommt m o l e k u l a r vor. Die Formel für die chemische Verbindung Wasserstoff lautet daher H_2.

Was ist chemisch bei der durchgeführten Reaktion geschehen?

Wir betrachten die chemische Reaktion einfach:



Wir wissen jedoch mehr, wenn wir die Oxydationszahlen einsetzen:



Kupferoxid ist das Oxydationsmittel und Wasserstoff das Reduktionsmittel.

EXPERIMENTE 123 bis 125 Sind alle Metalloxide durch Wasserstoff zu reduzieren?

VORÜBERLEGUNGEN

Wir wissen: Kupferoxid ist ein Metalloxid. Erhitztes Kupferoxid ist durch Wasserstoff zu reduzieren.

P r o b l e m : Was geschieht, wenn über erhitztes Bleioxid (PbO) Wasserstoff geleitet wird?

V e r m u t u n g : Bleioxid ist wie Kupferoxid ein Metalloxid, denn es besteht aus Metall und Sauerstoff. Wird über erhitztes Bleioxid Wasserstoff ge-

leitet, kann vermutet werden, daß elementares Blei und Wasser entstehen.

DURCHFÜHRUNG

DARSTELLUNG VON

Bleioxid

Auf das Ende der Magnesiarinne wird ein sehr kleines Stück Blei (1 mm) vom 1 cm langen Bleidraht (Zange zum Abkneifen!) gelegt. Da mit der Flamme des Brenners die Oxydation von Blei sehr lange dauert, sollte a u s n a h m s w e i s e die Flamme des Gasherdes im Haushalt der Eltern genutzt werden.

Blei wird kräftig erhitzt. Die entstehende Bleikugel ist durch v o r s i c h t i g e s Bewegen der Magnesiarinne zu verteilen. Nach 2 Minuten ist festzustellen, daß ein gelber Stoff, das Bleioxid (PbO), entstanden ist. Das restliche Blei ist nach dem Abkühlen von der Magnesiarinne zu entfernen und aufzuheben.

REDUKTION VON

Bleioxid

Mit Hilfe einer Zange wird ein kleines Stück der Magnesiarinne, auf dem sich Bleioxid befindet, abgekniffen.

Dieses Stück wird in das Ende des Glührörchens so gegeben, daß Bleioxid zu sehen ist.

Nun wird wie im Experiment 122 gearbeitet.

Auf der Magnesiarinne ist metallisch glänzendes Blei festzustellen. An den kühleren Stellen des Glührörchens ist die Bildung von Wassertröpfchen zu erkennen.

PbO	+	H_2	⟶	Pb	+	H_2O
Bleioxid		Wasserstoff		Blei		Wasser
+2-2		± 0		± 0		2·(+1)-2
PbO	+	H_2	⟶	Pb	+	H_2O

Auch erhitztes Bleioxid läßt sich durch Wasserstoff reduzieren. Können wir nun verallgemeinern und sagen: Alle Metalloxide lassen sich durch Wasserstoff reduzieren?

Vermuten könnten wir, daß diese Verallgemeinerung richtig ist. Doch müßten wir ähnlich wie in der Forschung weitere Experimente durchführen, um dann über die Wahrheit dieser Verallgemeinerung entscheiden zu können.

DIE VERALLGEMEINERUNG WIRD ALS FALSCH ENTSCHIEDEN!

Wenig Magnesiumoxid ist durch die Verbrennung eines Magnesiumspans herzustellen.

Nun unternehmen wir den Versuch, Magnesiumoxid zu reduzieren.

Dazu arbeiten wir entsprechend dem Vorgehen im Experiment 122.

Es wird festgestellt: Das weiße Magnesiumoxid läßt sich durch Wasserstoff n i c h t reduzieren.

Offensichtlich sind die Bindungskräfte im Magnesiumoxid zwischen Magnesium und Sauerstoff größer als die zwischen Wasserstoff und Sauerstoff.

Im Vergleich dazu kann anderen Metallen der chemisch gebundene Sauerstoff durch Wasserstoff entzogen werden.

Wir stellen fest: Einige Metalloxide sind durch Wasserstoff zu reduzieren. Die Oxydationszahl der Metalle nimmt dabei ab.

AUFSTELLEN VON FORMELN UND CHEMISCHEN GLEICHUNGEN

Wir haben uns schon viel Wissen erarbeitet, so daß wir einen weiteren Schritt in die Wissenschaft Chemie wagen können: Aufstellen von chemischen Formeln und chemischen Reaktionsgleichungen.

Sicherlich hast Du Dich gefragt, warum die Reaktion von Wasserstoff mit Sauerstoff mit folgender Reaktionsgleichung gekennzeichnet wird:

$$2\,H_2 + O_2 \longrightarrow 2\,H_2O$$

Nach dem GESETZ DER ERHALTUNG DER MASSE entspricht die Masse der Ausgangsstoffe nach einer chemischen Reaktion immer der Masse der Reaktionsprodukte.

$$2\,H_2 + O_2 \longrightarrow 2\,H_2O$$

2 mol molekularer (oder 4 mol atomarer) Wasserstoff	1 mol molekularer (oder 2 mol atomarer) Sauerstoff	2 mol Wasser (oder 4 mol atomarer Wasserstoff und 2 mol atomarer Sauerstoff)
4 g	32 g	4 H = 4 g 2 O = 32 g
36 g		36 g

Mit Hilfe der Reaktionsgleichung läßt sich bei Errechnung der Massen beweisen, daß das Gesetz der Erhaltung der Masse Gültigkeit hat.

Würden wir zum Beispiel falsch schreiben

$$H_2 + O_2 \longrightarrow H_3O$$

stimmen die Molanzahl und die Masse der Ausgangsstoffe und Reak-

tionsprodukte nicht überein. 1 mol atomarer Sauerstoff wäre einfach verschwunden! Außerdem ist die Formel von Wasser falsch. Auch die Molanzahl von Wasserstoff auf der Seite der Ausgangsstoffe und Reaktionsprodukte stimmt nicht überein!

Wichtig ist also:

1. Zuerst müssen die richtigen Formeln für die eingesetzten und erhaltenen chemischen Verbindungen aufgestellt werden.

2. Danach sind die Faktoren vor den einzelnen Formeln zu finden, und dann erst kann über die Richtigkeit einer chemischen Reaktionsgleichung entschieden werden.

ZUM AUFSTELLEN VON F O R M E L N

Die unterschiedliche Zusammensetzung chemischer Verbindungen ist abhängig vor allem auch von der Anzahl der Valenzelektronen der Elemente. Die Oxydationszahl gibt so an, ob ein Element seine Elektronenlücken mit fremden Elektronen aufgefüllt hat (negative Oxydationszahl) oder ob Valenzelektronen an den Bindungspartner abgegeben wurden (positive Oxydationszahl). Sauerstoff entzieht Atomen anderer Elemente bis auf wenige Ausnahmen aufgrund seines großen Elektronegativitätswertes Valenzelektronen zur Ausfüllung seiner beiden Elektronenlücken. Das Zahlenverhältnis der Elemente in einer chemischen Verbindung läßt sich mit Hilfe der Oxydationszahl bzw. mit Hilfe der Wertigkeit eines chemischen Elements erklären. Die Wertigkeit eines Elements ergibt sich aus der Anzahl der Wasserstoffatome, mit denen es sich verbinden kann:

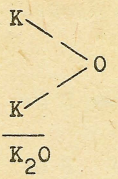
Wir merken uns:

Element	Oxydationszahl (OZ)	Wertigkeit (W)
O	-2	II
H	+1	I
Hauptgruppen-Elemente	höchste positive OZ = Hauptgruppennummer	maximale W = Hauptgruppennummer
Nebengruppen-Elemente	immer positiv; häufig +2	häufig II

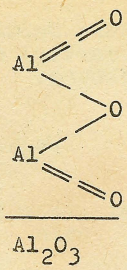
Auf einfache, aber veraltete, Art stellst Du fest, daß die Wertigkeiten (Striche) der Elemente in einer chemischen Verbindung immer ausgeglichen sind:

Kaliumoxid

K = 1-wertig

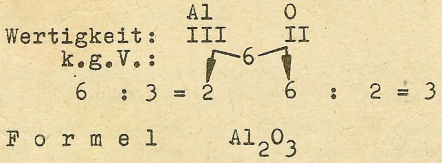


Aluminiumoxid



Moderner ist die Methode, das kleinste gemeinsame Vielfache (k.g.V.) der Wertigkeiten der Elemente in einer chemischen Verbindung zu errechnen und dann festzustellen, wie oft die Wertigkeit im kleinsten gemeinsamen Vielfachen enthalten ist.

Errechnung der Formel für ALUMINIUM-OXID



Überprüfe in der folgenden Übersicht die Richtigkeit der Formeln!

Hauptgruppennummer	I	II	III	IV	V	VI	VII
Höchste Wertigkeit in Verbindung mit Sauerstoff	I	II	III	IV	V	VI	VII
Oxide der 3. Periode	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7
Namen	Natriumoxid	Magnesiumoxid	Aluminiumoxid	Siliziumdioxid	Diphosphorpentoxid	Schwefeltrioxid	Dichlorheptoxid

ZUM AUFSTELLEN DER

R E A K T I O N S G L E I C H U N G

Wenn so die Formel einer Reaktionsgleichung aufgestellt wird, darf nachträglich an Deiner Formel nichts mehr verändert werden!

Wir müssen nun nur noch feststellen, ob auf der Seite der Ausgangsstoffe und Reaktionsprodukte die gleiche Molanzahl der an der chemischen Reaktion beteiligten Elemente vorhanden sind.

Für die Reduktion von Eisen(III)-oxid (Eisen ist in diesem Oxid III-wertig) durch Wasserstoff gilt deshalb folgende Reaktionsgleichung:

$$Fe_2O_3 + 3\,H_2 \longrightarrow 2\,Fe + 3\,H_2O$$

1 mol Eisen(III)-oxid	3 mol Wasserstoff	2 mol Eisen	3 mol Wasser

Mit Hilfe von Faktoren vor den Symbolen bzw. Formeln kann die chemische Gleichung richtig gestellt werden.

EXPERIMENT 126 Knallblasen - anders hergestellt

Wasserstoff wird im Gasentwicklungsapparat (Abb. 1) aus 2 cm^3 Salzsäure und 3 Spatel Magnesiumpulver hergestellt.

Der Gasstrom wird über das Gasableitungsrohr in die pneumatische Wanne eingeleitet, die zur Hälfte mit Wasser und 10 Tropfen Haarschampoonlösung oder Fit gefüllt ist.

Die Öffnung des Einleitungsrohres muß u n t e r der Wasseroberfläche enden!

Die sich bildenden Seifenblasen sind mit einem brennenden Holzspan zu berühren. Kräftiges Verpuffen zeigt das Vorhandensein von Wasserstoff an.

EXPERIMENTE 127 und 128 Kleine L u f t s c h i f f e und schwere R i e s e n

GERÄTE: Erlenmeyerkolben, Gummistopfen mit Bohrung, Tropfpipette, Spatel, Uhrglas, Schutzbrille, Meßreagenzglas

CHEMIKALIEN: Salzsäure oder Speiseessig, Magnesiumpulver, Haarschampoon, Propantriol (Glycerol)

DURCHFÜHRUNG

In den Erlenmeyerkolben mit Seitenrohr gibt man 10 Spatel Magnesiumpulver. In die Tropfpipette sind 2,5 cm^3 Salzsäure aufzunehmen. Um Salzsäure einzusparen, kann auch Speiseessig 40 %ig (Essigsäure) zur Wasserstoffdarstellung verwendet werden.

Bei der Durchführung des Experiments ist die Schutzbrille zu tragen!

Auf dem Uhrglas sind 3 Tropfen Haarschampoon, 3 Tropfen Wasser und 1 Tropfen Propantriol zu lösen.

Die Seifenlösung wird nun zur Herstellung sehr großer Seifenblasen genutzt. Dazu ist das Pipettenrohr ohne Sauger g r ü n d -

l i c h zu reinigen.

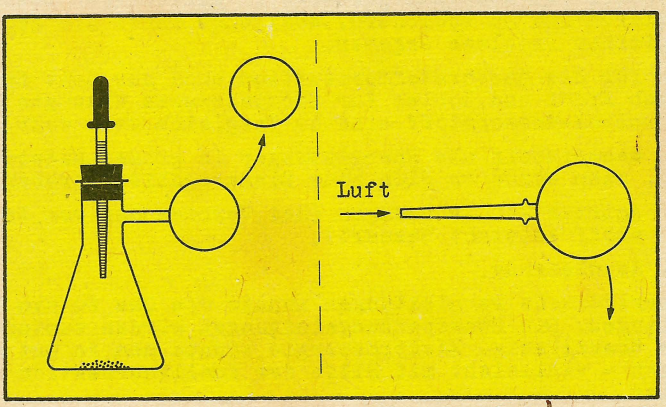


Abb. 47 Wir produzieren l e i c h t e und s c h w e r e Seifenblasen

So ist es mit dem großen Rohrende in die Seifenlösung einzutauchen. Sofort wird in das schmale Rohrende kräftig Atemluft eingeblasen.

Die Seifenblasen erreichen teilweise einen Durchmesser von 15 bis 20 cm.

Es ist festzustellen, daß diese Seifenblasen nach unten fallen.

WIR FASSEN ZUSAMMEN

Wasserstoff ist das Gas mit der geringsten Dichte. Deshalb wurde er schon zu Beginn des Jahrhunderts in der Luftschiffahrt verwendet. Zum Tragen von zwei Personen mit Ballon, Gondel und zugehöriger Ausrüstung sind etwa 600 m^3 Wasserstoff (Ballondurchmesser von 10 - 11 m) erforderlich. Nachteilig für die Verwendung von Wasserstoff als Füllgas wirkte sich seine Brennbarkeit und die Tatsache aus, daß Wasserstoff sehr leicht durch Stoffe diffundiert. Deshalb ist man von der Verwendung des Wasserstoffs als Füllgas abgekommen. Doch findet Wasserstoff gegenwärtig auf vielen Gebieten der Wirtschaft Anwendung.

Wasserstoff kommt in freiem Zustande nur spurenweise in der Atmosphäre vor. Im Weltall ist der Wasserstoff das bei weitem verbreitetste Element. So besteht die Sonne überwiegend aus Wasserstoff.

Wasserstoff ist ein farb-, geruch- und geschmackloses Gas. Durch sehr starke Abkühlung kann Wasserstoff zu einer farblosen Flüssigkeit verdichtet werden, die bei -252,8 °C siedet und bei -259,3 °C zu einer festen Masse erstarrt.

Gegenwärtig verwendet man reinen Wasserstoff zur Synthese von Ammoniak und Methanol, zur Fetthärtung, zum Schweißen, in der Metallproduktion.

Im Gemisch mit anderen Brenngasen dienen erhebliche Mengen als Stadtgas zur Energiegewinnung. Der Einsatz von reinem, flüssigen

Wasserstoff als Kraftstoff ist in der Raumfahrt bereits gelöst.

Wasserstoff ist zweckmäßigerweise im gasförmigen Zustand zu transportieren und zu speichern, weil sich dabei die geringsten technologischen Probleme ergeben.

Rohstoffe für die Wasserstoffproduktion sind zur Zeit fast ausschließlich Erdöl und Kohle; für Spezialzwecke erzeugte Mengen von Elektrolyse-Wasserstoff sind im Vergleich dazu sehr gering.

Stünde Wasserstoff als Energieträger in großem Maßstab zur Verfügung, dann würde er sich neue Einsatzgebiete erobern;

- Antrieb von Fahrzeugen (Bei Verbrennung von Wasserstoff entsteht Wasser!);
- Raumheizung.

Durch unterirdische Fernleitungen könnte das Gas zu den Verbrauchern gelangen. Die Hochspannungsleitungen würden zumindestens teilweise überflüssig. Elektroenergie könnte man an Ort und Stelle erzeugen - vielleicht mit Hilfe der Knallgasreaktion in Brennstoffzellen.

10 SÄUREN - NICHT NUR PRODUKTE DER PFLANZEN UND TIERWELT

Wenn von Säuren die Rede ist, so denkt man sofort an ätzende Flüssigkeiten, die zur Zerstörung von anderen Stoffen führen.

Diese Vorstellung werden wir korrigieren, wenn wir uns beim Experimentieren mit verschiedenen Säuren beschäftigen.
Es gibt in der Natur und im chemischen Labor gefährliche und völlig ungefährliche Säuren. Abhängig ist die Gefährlichkeit auch von der Konzentration der Säure und ihrer chemischen Zusammensetzung.

Auf jeden Fall gilt:

1. Beim Umgang mit Säuren im Experiment ist grundsätzlich die Schutzbrille zu tragen!
2. Beim Arbeiten mit Säuren sind Glasgefäße stets ordentlich mit Wasser zu reinigen!
3. Säuren unseres Experimentierkastens dürfen niemals in Trinkgefäßen aufbewahrt werden!
4. Bei Verätzung der Haut mit Säure ist kräftig mit Wasser zu spülen!

EXPERIMENT 129 Wir entdecken S ä u r e n und unterscheiden sie von L a u g e n

Einige Tropfen der Zitrone werden auf das gereinigte Uhrglas gegeben. Der saure Geschmack ist Dir bekannt: Wir haben es mit einer Säure zu tun!

Nun tauchst Du in den Zitronensaft einen Streifen Indikatorpapier ein. Der Farbstoff auf dem Streifen färbt sich sofort rot. Gebe jetzt 3 Spatel Scheuermittel in das Becherglas. Dazu kommen 6 ml Wasser. Verrühre mit dem Spatel!

In die entstehende Lösung tauchst Du das noch nicht befeuchtete Ende des Indikatorpapiers. Der Farbstoff auf dem Streifen färbt sich im Gegensatz zum Zitronensaft blau. Wir haben es mit einer Lauge zu tun!

EXPERIMENT 130 F i n g e r a b d r u c k auf Indikatorpapier

Gebe auf das g e r e i n i g t e Uhrglas einige Tropfen Speiseessig. Benetze einen Finger mit Speiseessig und presse ihn v o r s i c h t i g auf den Indikatorpapierstreifen.

Wir haben auf unsere Art einen Fingerabdruck genommen.

Auch Speiseessig schmeckt sauer und färbt den Indikatorpapierstreifen rot. Der Chemiker spricht von E s s i g s ä u r e , wenn es sich um Speiseessig handelt.

EXPERIMENT 131 Säuren in Nahrungsmitteln

Häufig wirst Du beim Verzehr von Früchten nicht zufrieden sein, wenn diese besonders sauer schmecken.

Apfelsäure ist zum Beispiel in unreifen Äpfeln, Stachelbeeren und anderen Früchten enthalten.

Der Wein und einige andere Pflanzen produzieren die Weinsäure, die Dir vom Geschmack her ebenfalls bekannt ist. Eine der verbreitetsten Pflanzensäuren ist die giftige, nur in ganz kleinen Mengen genießbare Oxalsäure. Ihren stark ausgeprägten sauren Geschmack kennst Du ganz bestimmt! Im Rhabarber und Sauerampfer ist sie vor allem enthalten.

Auch hierbei dient uns das Indikatorpapier als Nachweismittel für das Vorhandensein dieser Fruchtsäuren.

Sofort fallen Dir weitere Nahrungsmittel ein, in denen Säuren vorhanden sein müssen!

Im Weinkraut ist es nicht die Weinkrautsäure, sondern die Essigsäure und in der sauren Gurke ist es nicht die Gurkensäure, sondern die Milchsäure, die der Mensch zur Herstellung der genannten Nahrungsmittel einsetzt bzw. entwickelt.

Eine weitere Säure kannst Du an der von Dir sicherlich gefürchteten Brennessel nachweisen, wenn das Indikatorpapier an die obere Blattfläche gedrückt wird. Auch hierbei färbt sich das Indikatorpapier rot. Wie diese Säure heißt, erfahren wir im nächsten Versuch.

Können nur Pflanzen Säuren produzieren?

Auf jeden Fall kann es der Mensch auch!

Aber wie sieht es in der Tierwelt aus?

EXPERIMENT 132 Auch Tiere erzeugen Säuren!

Die Brennessel erzeugt nicht die Brennesselsäure, sondern eine Säure, die auch die Ameise produziert.

Die ätzende Wirkung dieser A m e i s e n s ä u r e , so wird

sie in der Fachwelt auch bezeichnet, kennst Du auf jeden Fall.

Für diesen Versuch ist natürlich nur eine wärmere Jahreszeit geeignet. Halte einen Indikatorpapierstreifen über einen Ameisenhaufen. Sehr schnell bilden sich rote Flecken darauf! Intensiver wird die Färbung, wenn der Papierstreifen in den Ameisenhaufen gesteckt wird.

Ameisen besitzen am Hinterteil eine Drüse, aus der die Ameisensäure gespritzt wird.

Wie stark ätzend diese Säure ist, spürst Du am brennenden Schmerz und an der Schwellung sowie Rotfärbung der Haut. Jeder kennt die Gefährlichkeit von Bienenstichen. Die dabei abgesonderte gelbe Flüssigkeit enthält u.a. Aminosäuren, die eine sehr große Bedeutung für das Leben der Tier- und Pflanzenwelt besitzen. Dieses aus verschiedenen Stoffen bestehende Bienengift verursacht ebenfalls eine schwache Rotfärbung des Indikatorpapiers.

EXPERIMENT 133 Säuren in tierischen Nahrungsmitteln

Bleibt Milch längere Zeit stehen, bildet sich durch Einfluß von Bakterien Milchsäure. Der Chemiker spricht von der M i l c h s ä u r e g ä r u n g .

Auch in saurer Milch kann durch schwache Rotfärbung Säure nachgewiesen werden.

Wirtschaftliche Bedeutung kommt diesem Gärprozeß bei der Konservierung von Tierfutter (Rübenblätter, Grünfutter) zu.

WIR LERNEN ZWEI WICHTIGE S T O F F K L A S S E N KENNEN

Mit Hilfe des Indikators "Unitest" sind Stoffe als Säuren zu erkennen. Rotfärbung ist typisch. Neben diesen Säuren gibt es aber auch Stoffe, die eine andere Indikatorfärbung verursachen (Blaufärbung). Die Stoffe, die diese Wirkung haben, ordnen wir der Stoffklasse der B a s e n zu.

Neben dem Indikator "Unitest" lernen wir weitere Indikatoren kennen, die dem Chemiker helfen, Stoffe zu identifizieren.

Indikatoren sind A n z e i g e r (indicare bedeutet im Lateinischen = anzeigen).

EXPERIMENT 134 R o t k o h l w a s s e r als Indikator

VORÜBERLEGUNGEN

In den Pflanzen werden eine Vielzahl von Farbstoffen erzeugt, die zur Untersuchung von Säuren und Basen verwendbar sind. Ein blauroter Farbstoff befindet sich in den Rotkohlblättern. Diesen Farbstoff wollen wir gewinnen.

DURCHFÜHRUNG

GERÄTE: Erlenmeyerkolben, Kühler, Gummistopfen, Gummistopfen mit Bohrung, Brenner, Stativ, Tropfpipette, Schutzbrille

CHEMIKALIEN: Rotkohlblatt, Wasser, Salzsäure, Schwefelsäure

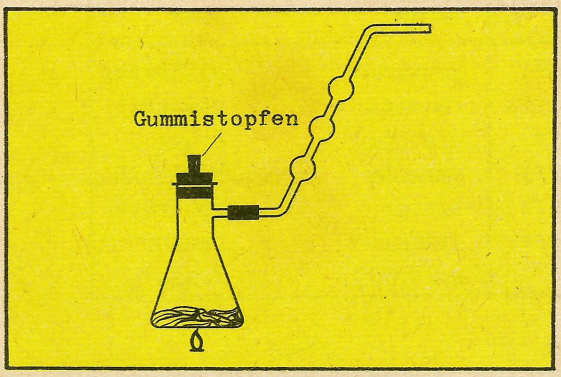


Abb. 48 Kochen von Rotkohlblattstücken unter Rückfluß

Von einem Rotkohlblatt wird soviel in kleine Stücke geschnitten, daß damit der Erlenmeyerkolben zur Hälfte gefüllt werden kann. Die Stücke sind mit Wasser zu überschichten und etwa 10 Minuten unter Rückfluß (des kondensierten Wassers) zu kochen. Nach dem Abkühlen wird die Lösung filtriert. Zu jeweils 20 Tropfen dieser Lösung werden in je einem Reagenzglas 2 Tropfen Salzsäure oder 2 Tropfen Schwefelsäure gegeben. Die restliche Lösung des Rotkohlsaftes ist für weitere Experimente aufzuheben.

BEOBACHTUNG

Die Farbe des blauroten Rotkohlsaftes schlägt bei Zugabe von Salz- oder Schwefelsäure nach Rot um.

EXPERIMENT 135 Rotkohlfarbstoff verändert seine Farbe

20 Tropfen Rotkohlsaft werden in einem Reagenzglas mit 3 Tropfen Natronlauge vermischt.

Der Rotkohlfarbstoff färbt sich grün. Nun geben wir in das Reagenzglas so lange Schwefelsäure, bis der Farbstoff sich gerade wieder verändert.

EXPERIMENT 136 Obst- und Gemüsesäfte als Indikatoren

Reife Früchte werden zerquetscht. Der Früchtesaft ist mit der doppelten Menge 50 °C warmen Wassers zu versetzen.

Nach dem Filtrieren bzw. Dekantieren können ebenfalls Farbumschläge beobachtet werden.

Indikator	Farbumschlag	
	Säure	Base
Erdbeersaft	graurosa	hellbraun
Zitronensaft	farblos	hellgelb
Kirschsaft	graublau	braun
Tomatensaft	farblos	hellgelb
Paprikasaft	orange	rotbraun
Kaffeewasser	goldgelb	braun
Teewasser	goldgelb	braun

EXPERIMENT 137 Wir erkunden die Zusammensetzung von Salzsäure

VORÜBERLEGUNGEN

Da bei der Einwirkung von Salzsäure auf unedle Metalle immer Wasserstoff entsteht, ist anzunehmen, daß Salzsäure eine chemische Verbindung des Wasserstoffs ist.

Eine weitere Reaktion, die durch den Wasserstoff der Salzsäure möglich war, ist die Reduktion von Kupfer(II)-oxid.

Wir wollen nun den zweiten Bestandteil der Salzsäure isolieren und seine Eigenschaften untersuchen.

DURCHFÜHRUNG

5 kleine Kristalle Kaliumpermanganat (nicht mehr!) werden in ein trockenes Reagenzglas gegeben. Dazu gibt man 3 Tropfen Salzsäure.

Nach einer halben Minute ist 1 Mal die Geruchsprobe s e h r v o r s i c h t i g durchzuführen. Das Reagenzglas wird ausschließlich sofort im Freien gereinigt, indem es mit Wasser ausgespült wird. Das gilt für jeden Versuch mit geringen Chlormengen, denn Chlor ist g i f t i g !

AUSWERTUNG

Über der Lösung sammelt sich ein gelbgrünes, stechend riechendes Gas.

Salzsäure reagiert mit dem Oxydationsmittel Kaliumpermanganat. Aus dem in der Salzsäure gebundenen Wasserstoff entsteht Wasser.

Das gelbgrüne Gas ist C h l o r .

Oxydationszahlen	+1	-1	Es entstehen		2·(+1)-2		±0
Formeln	H	Cl			H_2O	+	Cl_2

Chlor wird bei der Reaktion oxydiert, denn die Oxydationszahl wird von -1 zu 0 größer. Wer wird nun aber reduziert? Das Element, welches reduziert wird, müssen wir also im Kaliumpermanganat suchen:

+1	+7	4·(-2)
K	Mn	O_4

Die Reaktionsgleichung für die durchgeführte Darstellung von Chlor wird uns Aufschluß über das reduzierte Element verschaffen:

$$\overset{+1+7-2}{2\,\underline{KMn}O_4} + 16\,\overset{+1-1}{HCl} \longrightarrow 2\,\overset{+1-1}{KCl} + 2\,\overset{+2-1}{\underline{Mn}Cl_2} + 5\,\overset{\pm 0}{Cl_2} + 8\,\overset{2\cdot(+1)-2}{H_2O}$$

Die Oxydationszahl von Mangan nimmt von +7 nach +2 ab. Also wird Mangan reduziert.

Kaliumpermanganat ermöglicht die Oxydation von Chlor und damit die Freisetzung des Elements Chlor aus der chemischen Verbindung Salzsäure.

Salzsäure ist eine chemische Verbindung. Sie besteht aus Wasserstoff und Chlor.

EXPERIMENT 138 Zerlegung von Salzsäure durch elektrischen Strom

GERÄTE: U-Rohr, Flachbatterie (4,5 Volt), 2 Graphitelektroden, 2 Einleitungsrohre, 2 Reagenzgläser, Stativ, Tropfpipette, Schutzbrille, Meßreagenzglas

CHEMIKALIEN: Salzsäure, Indikatorpapier oder Farblösung

DURCHFÜHRUNG

In das am Stativ befestigte U-Rohr werden 4 cm^3 Salzsäure gegeben. Mit Hilfe der an den Graphitelektroden angebrachten Schlauchstücke wird das U-Rohr verschlossen. Das Einleitungsrohr am Anodenraum (+) taucht in ein Reagenzglas ein, in dem sich mit einem Tropfen Tinte angefärbtes Wasser (1 cm^3) befindet.

Über das Einleitungsrohr am Katodenraum (-) wird ein Reagenzglas gestülpt.

BEOBACHTUNG

Das aufgefangene Gas am Katodenraum (-) ist leichter als Luft, deshalb kann es in der durchgeführten Form trocken aufgefangen werden. Es ist brennbar bzw. deutet ein Pfeifton bei der Verbren-

nung auf Knallgas hin.

Die Farblösung wird entfärbt. Im Anodenraum (+) bildet sich ein gelbgrünes, stechend riechendes Gas.

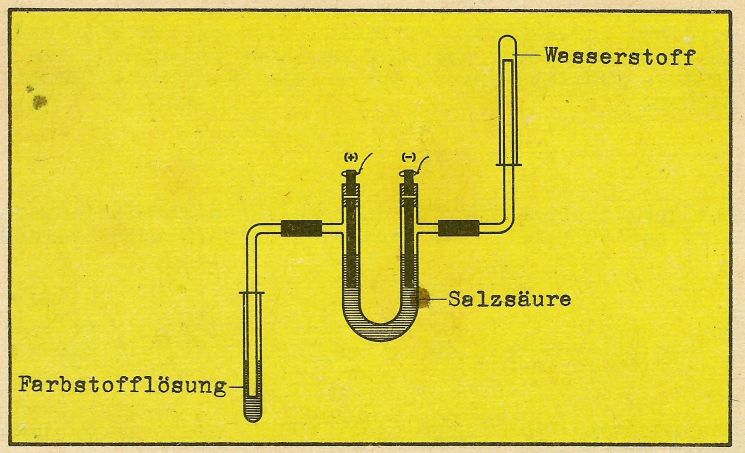


Abb. 49 Auffangen von Wasserstoff und Chlor bei der Elektrolyse von Salzsäure

AUSWERTUNG

Es bilden sich bei dieser Elektrolyse aus Salzsäure Chlor und Wasserstoff im Verhältnis 1:1.

ANODE:	$\overset{-1}{Cl}$	$Cl + e^-$
	$2\ Cl$	Cl_2
KATODE:	$\overset{+1}{H} + 1\ e^-$	H
	$2\ H$	H_2

Eine wichtige Eigenschaft von Chlor wollen wir festhalten:

Chlor löst sich gut in Wasser. Chlorwasser wirkt bleichend auf Farbstoffe. V o r s i c h t bei der Arbeit mit Chlor!

EXPERIMENT 139 Wir stellen aus Salzsäure C h l o r w a s s e r her

Um im folgenden Experiment zu starke Chlorbelästigung zu verhindern, arbeiten wir mit Aktivkohle, welche Chlorgas adsorbiert. Chlor wurde aufgrund seiner großen Giftigkeit als Kampfstoff im I. Weltkrieg eingesetzt. Tausende von Menschen wurden getötet oder schwer gesundheitlich geschädigt.

GERÄTE: Gasentwickler, Gaswäscher, U-Rohr, Stativ, Spatel, Schutzbrille, Meßreagenzglas

CHEMIKALIEN: Salzsäure, Kaliumpermanganat, Aktivkohle, Wasser

DURCHFÜHRUNG

In den Gasentwickler (trocken) wird ein Spatel Kaliumpermanganat gegeben. In die Pipette ist 1 cm^3 Salzsäure aufzunehmen.

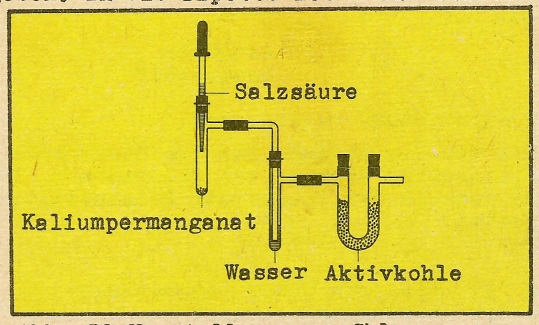


Abb. 50 Herstellung von Chlorwasser

In den Gaswäscher sind 1,5 cm^3 Wasser einzufüllen. Nachdem alle Apparate gasdicht verschlossen wurden, wird l a n g s a m Salzsäure zum Kaliumpermanganat getropft und v o r s i c h t i g erwärmt. Die einsetzende Chlorentwicklung ist an den Gasblasen zu erkennen, die im Gaswäscher aufsteigen.

Nach 5 Minuten kann die Reaktion eingestellt werden.

Der Gasentwickler wird mit Wasser i m F r e i e n gereinigt!

Das Chlorwasser im Gaswäscher wird auf seine bleichende Wirkung hin geprüft. Auf ein Stück rotes Indikatorpapier (vorher mit einem Tropfen Säure versetzen) wird Chlorwasser zugetropft.

Es kommt zur Entfärbung des Farbstoffes.

Das hergestellte Chlorwasser wird für das folgende Experiment verwendet.

EXPERIMENT 140 Zersetzen von Chlorwasser unter Lichteinwirkung

Das Reagenzglas mit Seitenrohr, in welchem sich Chlorwasser befindet, wird mit einem Gummistopfen verschlossen. An das Seitenrohr wird das Ableitungsrohr angeschlossen und taucht in die pneumatische Wanne ein. Dort wird ein mit Wasser gefülltes Reagenzglas über die Öffnung des Ableitungsrohres gestülpt.

Das Reagenzglas mit dem Chlorwasser ist nun mit einer Glühlampe zu belichten. Nach etwa 1 Stunde hat sich im Reagenzglas etwas

Sauerstoff angesammelt. Chlor reagiert mit dem Wasser:

Cl_2	+	H_2O	⟶	HCl	+	HClO
Chlor		Wasser		Salzsäure		hypochlorige Säure

Die hypochlorige Säure zerfällt zu Salzsäure und Sauerstoff:

HClO	⟶	HCl	+	O
				atomarer Sauerstoff

Atomarer Sauerstoff wirkt stark oxydierend.

Diese Oxydationskraft ist die Ursache für die bleichende und keimtötende (desinfizierende) Wirkung von Chlorwasser. In sehr geringen Mengen wird deshalb dem Wasser der Badeanstalten zum Beispiel Chlor zugesetzt.

EXPERIMENTE 141 und 142 Kann man Chlor pneumatisch auffangen?

VORBEMERKUNGEN

Es wurde die gute Wasserlöslichkeit von Chlor festgestellt. Welche Möglichkeit gibt es, Chlor pneumatisch aufzufangen?

Wasser ist besonders aufnahmefähig für lösliche Gase, aber auch für feste, wasserlösliche Stoffe. Zu diesen gehören die Salze.

Wasser vermag aber nur eine begrenzte Menge von Salzen zu lösen. Bei einer bestimmten Konzentration bleibt im Wasser ungelöstes Salz liegen. Man könnte sagen, daß das Lösungsmittel Wasser gesättigt ist. Den Punkt, an dem sich erstmals Bodenkörper in der Lösung bilden, bezeichnen wir als S ä t t i g u n g s k o n z e n t r a t i o n . Die Salzlösung ist an diesem Punkt als gesättigte Lösung zu bezeichnen.

Solange sich noch kein Bodenkörper bildet, liegt eine ungesättigte Lösung vor.

Leiten wir Chlor durch eine gesättigte Kochsalzlösung, so löst sich kein Chlor! Diesen Umstand nutzen wir für das pneumatische Auffangen von Chlor.

DURCHFÜHRUNG

GERÄTE: Gasentwickler (Abb. 1), Ableitungsrohr, 2 Reagenzgläser, 2 Meßreagenzgläser, pneumatische Wanne, Stativ, Gummistopfen, Schutzbrille, Spatel

CHEMIKALIEN: Kaliumpermanganat, Salzsäure, Kochsalz, Wasser

Die pneumatische Wanne wird zur Hälfte mit Wasser gefüllt. So lange wird Kochsalz zugegeben und mit dem Spatel verrührt, bis sich ein Bodenkörper bildet. Wir haben eine gesättigte Kochsalzlösung hergestellt.

In den Gasentwickler werden 2 Spatel Kaliumpermanganat eingefüllt. Der Spatel muß trocken sein!

0,8 cm^3 Salzsäure sind in die Pipette aufzunehmen und tropfenweise (zuerst nur 5 Tropfen) auf das Kaliumpermanganat zu tropfen. Befindet sich sämtliche Salzsäure im Gasentwickler, kann s e h r v o r s i c h t i g der Gasentwickler kurz erwärmt werden. Dadurch wird die Chlorentwicklung beschleunigt. Zuerst muß aus dem Gasentwickler mit dem Ableitungsrohr die Luft verdrängt werden. Dann werden die 2 Reagenzgläser vollständig mit Chlor gefüllt und mit einem Gummistopfen verschlossen. Die Meßreagenzgläser sind nur zur Hälfte mit Chlor zu füllen und ebenfalls zu verschließen. Sie enthalten so Kochsalzlösung und Chlor.

Die Reagenzgläser und die Kochsalzlösung sind für folgende Experimente aufzubewahren. Der Gasentwickler ist wieder mit viel Wasser im Freien zu säubern. Die braunen Reste sind mit der Reagenzglasbürste zu entfernen.

AUSWERTUNG

Nach der Luftverdrängung aus der Apparatur wird das grüngelbe Chlor aufgefangen. Auch nach längerer Standzeit löst sich das in den Meßreagenzgläsern befindliche Chlor nicht in der Kochsalzlösung.

EXPERIMENT 143 Kupfer verbrennt im Chlor

Wie aggressiv, wie reaktionsfähig Chlor ist, sollen folgende Experimente zeigen.

Ein mit Chlor gefülltes Reagenzglas wird am Stativ befestigt. Ein 10 cm langer, dünner Kupferdraht ist am Reagenzglashalter zu befestigen und bis zum Glühen zu erhitzen. Natürlich muß die Plastisolierung vom Kupferdraht vorher entfernt werden.

Der erhitzte, glühende Kupferdraht wird in das mit Chlor gefüllte Reagenzglas eingetaucht.

Unter Feuererscheinung verbrennt Kupfer im Chlor. Es bilden sich bräunliche Nebel.

Nach Abschluß der Reaktion wird in das Reagenzglas 1 cm^3 Wasser eingetropft.

Es bildet sich eine bläulich gefärbte Lösung. Diese Lösung ist aufzuheben. Welche Reaktion ist abgelaufen?

$\overset{\pm}{0}$		$\overset{\pm}{0}$	Erhitzen	$+2\ 2\cdot(-1)$
Cu	+	Cl_2	⟶	$CuCl_2$
Kupfer		Chlor		Kupfer(II)-chlorid

Die römische Zahl gibt an, daß Kupfer 2-wertig in der chemischen Verbindung vorliegt.

EXPERIMENT 144 Eisen gibt noch leichter Elektronen an Chlor ab

In das zweite mit Chlor gefüllte Reagenzglas wird ein 10 cm langer Eisendraht oder ein langer, dünner Eisennagel, der vorher bis zum Glühen zu erhitzen ist, eingetaucht.

Starkes Aufglühen des Metalls Eisen und die Bildung brauner Nebel im Reagenzglas sind zu beobachten. Auch der bei dieser Reaktion gebildete braune Stoff ist gut in Wasser löslich. Es bildet sich eine braune Lösung. Diese Lösung ist ebenfalls aufzuheben.

$$\overset{\pm 0}{2\,Fe} + \overset{\pm 0}{3\,Cl_2} \xrightarrow{\text{Erhitzen}} \overset{+3\ 3\cdot(-1)}{2\,FeCl_3}$$

Eisen + Chlor → Eisen(III)-chlorid

Eisen wird bei dieser Reaktion kräftig oxydiert. Drei Elektronen werden einem Eisenatom durch 3 Chloratome entzogen. Chlor wird zu Chlorid-Ionen reduziert.

Allgemein gilt deshalb:

Chemische Verbindungen zwischen Metallen und Chlor werden als C h l o r i d e bezeichnet.
Chloride setzen sich aus positiv geladenen Metall-Ionen und negativ geladenen Chlorid-Ionen zusammen.

Chloride gehören zur großen Stoffklasse der S a l z e .

So setzt sich auch Kochsalz aus dem Metall Natrium und Chlor zusammen. Die chemische Bezeichnung lautet deshalb Natriumchlorid (Formel: NaCl).

Chloride sind Salze, die durch Salzsäure (HCl) gebildet werden können. Wir werden später nochmals auf Chloride zu sprechen kommen.

EXPERIMENT 145 K r i s t a l l e bilden sich

Die Hälfte der im Experiment 143 hergestellten bläulichen Lösung wird mit der Pipette auf das Uhrglas getropft. Das Uhrglas bleibt einen Tag stehen.

Es bilden sich kleine, blaugrüne Kristalle, die aus Kupfer(II)-chlorid und Wasser bestehen.

EXPERIMENT 146 Kupfer wandert und verändert dabei seine Oxydationszahl

In den Rest der Lösung im Reagenzglas aus dem Experiment 143 tauchen wir einen langen Eisennagel ein, der vorher mit Hilfe von Sandpapier gründlich abgeschmirgelt wurde. Innerhalb kurzer Zeit scheidet sich am Eisennagel rotbraunes, elementares Kupfer ab.

Das würde bedeuten, daß Kupfer-Ionen in Kupferatome übergegangen sind und dabei Elektronen aufnehmen:

$$Cu^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Cu^{\pm 0}$$

EXPERIMENT 147 E i n e n g e n einer Salzlösung

Wir nutzen die im Experiment 144 hergestellte Eisen(III)-chloridlösung. Der Stopfen des Reagenzglases wird entfernt und das Reagenzglas mit der Lösung erhitzt. Dabei ist mit Hilfe des Reagenzglashalters das Reagenzglas schräg zu halten, wobei die Öffnung des Reagenzglases nicht auf eine Person zeigen darf.

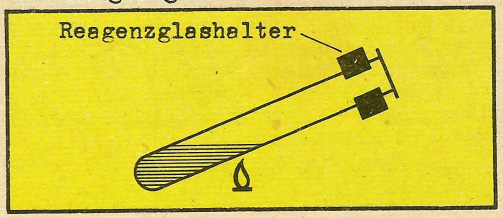


Abb. 51 Stellung des Reagenzglases beim Einengen einer Salzlösung

Die zunehmende Braunfärbung zeigt an, daß es zu einer Erhöhung der Konzentration des Salzes Eisen(III)-Chlorid in der Lösung kommt.

Wir erhalten eine feste, braune Substanz, die vorwiegend aus Eisen(III)-chlorid besteht, Dieses Salz ist sehr gut in Wasser löslich. Wir können es für andere Experimente aufheben.

EXPERIMENT 148 Chlor und Wasserstoff werden gemischt

Im Experiment 142 wurden 2 Meßreagenzgläser zur Hälfte mit Chlor gefüllt. Noch befindet sich gesättigte Kochsalzlösung in beiden Reagenzgläsern.

Mit Hilfe des Gasentwicklers (Abb. 1) stellen wir aus 2 Spatel Zinkpulver und 1 cm^3 Essigsäure (40 %ig) oder Salzsäure (wir wollen mit ihr sparsam umgehen!) Wasserstoff her. Dieser Wasserstoff wird ebenfalls in der pneumatischen Wanne, die mit gesättigter Kochsalzlösung gefüllt ist, in den 2 Meßreagenzgläsern aufgefangen.

Dadurch gelangt an das in den Meßreagenzgläsern befindliche Chlor kein ungesättigtes Wasser.

Denke daran, zuerst muß die Luft aus der Apparatur verdrängt werden, dann kannst Du mit Hilfe des Wasserstoffs die Meßreagenzgläser vollständig auffüllen!

In beiden Reagenzgläsern befinden sich im Verhältnis 1:1 Wasserstoff und Chlor. Die Reagenzgläser sind mit Gummistopfen sicher zu verschließen und im Dunklen aufzubewahren.

EXPERIMENT 149 Chlorknallgas

VORBEMERKUNGEN

Über die Reaktionsfähigkeit, die Gefährlichkeit von Wasserstoff haben wir mit der Durchführung einer Anzahl Experimente eine Menge erfahren.

Ähnliches konnten wir über die Reaktionsfähigkeit von Chlor feststellen. Chlor ist ein grüngelbes, stechend riechendes giftiges Gas. Chlor ist nicht brennbar, reagiert aber heftig mit erhitzten Metallen, fördert die Oxydation dieser Metalle. Ein Chloratom nimmt bei dieser Reaktion jeweils ein Elektron auf, um seine Elektronenlücke auf der Außenschale aufzufüllen, eine stabile Achterschale (Elektronenoktett) zu erreichen.

Nun liegen Wasserstoff und Chlor im Gemisch vor.
Es ist zu vermuten, daß beide sehr heftig reagieren.

$$\underset{2{,}1}{H_2} + \underset{3{,}0}{Cl_2} \longrightarrow \overset{+1-1}{2\,H\,Cl} + \text{Energie } (?)$$

Elektronegativität

DURCHFÜHRUNG

Das Meßreagenzglas wird w a a g e r e c h t am Stativ gehaltert. Nachdem der Gummistopfen entfernt ist, wird sofort ein brennendes Streichholz an die Reagenzglasöffnung gehalten. Nach der Reaktion ist das Reagenzglas sofort zu verschließen!

BEOBACHTUNG

Ein Knall sowie eine bläuliche Stichflamme sind wahrzunehmen. Im Reagenzglas bildet sich weißer Nebel. Das Experiment ist mit dem zweiten Meßreagenzglas zu wiederholen.

Beide verschlossenen Reagenzgläser sind für die Experimente 150 und 151 aufzuheben.

AUSWERTUNG

Unsere Vermutung können wir als wahr entscheiden!

Eine heftige chemische Reaktion lief ab, bei der Energie in verschiedener Form frei wurde.

Wir haben es also mit einer exothermen Reaktion zu tun:

$$\overset{\pm 0}{H_2} + \overset{\pm 0}{Cl_2} \longrightarrow \overset{+1-1}{2\,HCl}$$

Wasser-stoff	Chlor	Chlor-wasserstoff

Wasserstoff wird oxydiert, Chlor reduziert. Der weiße Nebel deutet auf das Gas Chlorwasserstoff hin.

Chlorwasserstoff besitzt ebenfalls einen stechenden Geruch.

EXPERIMENT 150 Chlorwasserstoff löst sich im Wasser und bildet eine Säure

Zu einem mit Chlorwasserstoff gefüllten Meßreagenzglas werden 0,5 cm^3 Wasser gegeben. Das Reagenzglas wird verschlossen und gut geschüttelt.

Nun tropfen wir etwas von der erhaltenen Lösung auf ein Stück Indikatorpapier.

Sofort zeigt das Indikatorpapier an, daß eine Säurelösung hergestellt worden ist. Das Indikatorpapier hat sich kräftig rot gefärbt.

Man kann die entstandene Lösung als Chlorwasserstoffsäure bezeichnen, denn das Gas Chlorwasserstoff wurde ja im Wasser gelöst!

EXPERIMENT 151 Reagiert Chlorwasserstoffgas wie eine Säure?

Im zweiten Meßreagenzglas befindet sich ebenfalls noch das Gas Chlorwasserstoff. Wir wollen nun feststellen, ob das Indikatorpapier im Gas Chlorwasserstoff auch Rotfärbung zeigt.

Dazu schneiden wir uns einen 3 mm breiten Indikatorstreifen. Diesen tauchen wir in das Meßreagenzglas ein. Es tritt keine Rotfärbung ein.

Nun feuchten wir einen zweiten Streifen mit Wasser an und tauchen diesen ebenfalls in Chlorwasserstoff ein. Sofort zeigt der Indikator Rotfärbung.

Wir stellen fest:

Wird das Gas Chlorwasserstoff in Wasser gelöst, reagiert die Lösung wie eine Säure. Chlorwasserstoff in Wasser gelöst ist nichts anderes als Salzsäure. Wir können jedoch statt der Salzsäure auch den Begriff Chlorwasserstoffsäure verwenden.

Wenn die hergestellte Lösung tatsächlich Salzsäure ist, müßte sie auch mit Magnesium reagieren, müßte das Gas Wasserstoff entstehen!

EXPERIMENT 152 Das "Eigenprodukt" Salzsäure reagiert mit Magnesium

In das mit der hergestellten Salzsäure gefüllte Reagenzglas wird wenig (einige Körnchen) Magnesiumpulver gegeben; Gasblasen steigen auf. Magnesium reagiert mit der hergestellten Salzsäure.

EXPERIMENT 153 Wir untersuchen die Säuren unseres Experimentierkastens!

Zwei Reagenzgläser werden mit 2 cm^3 Leitungswasser gefüllt. Ein Reagenzglas wird mit 2 Tropfen Salzsäure, das zweite mit 2 Tropfen Schwefelsäure versetzt.

Beide stark verdünnten Säuren verursachen eine kräftige Rotfärbung des Indikatorpapiers.

Daß beide Säuren immer noch mit Vorsicht zu behandeln sind, zeigt die kräftige Reaktion mit etwas Magnesiumpulver. 10 Tropfen der verdünnten Säuren werden jeweils zu etwas Magnesiumpulver, welches sich in Reagenzgläsern befindet, zugegeben. Der Rest wird im Experiment 154 eingesetzt. Sowohl Salzsäure als auch Schwefelsäure zeigen also gleiche Merkmale als Säuren.

Immer dann, wenn Stoffe gleiche Eigenschaften besitzen, muß es dafür in der stofflichen Zusammensetzung Ursachen geben. Wir lernen einige Säuren und deren Formeln kennen:

Salzsäure	$H\ Cl$
Salpetersäure	$H\ NO_3$
Kohlensäure	$H_2\ CO_3$
Schwefelsäure	$H_2\ SO_4$
Phosphorsäure	$H_3\ PO_4$

Wasserstoff — Säurerest

Man kann schnell das Gemeinsame aller aufgeführten Säuren erkennen: Sie setzen sich immer aus Wasserstoff und dem Säurerest zusammen.

Als einen Unterschied erkennen wir: Es gibt sauerstoffhaltige und sauerstoffreie Säuren.

Wie kommt es in Säuren zur chemischen Bindung zwischen Wasserstoff und Säurerest?

EXPERIMENT 154 Leiten Säuren den elektrischen Strom?

Erinnern wir uns an die Eigenschaften der Metalle! (Vergleiche Experiment 35).

Bisher haben wir gesagt, daß die Stromleitung in einem Metall

durch frei bewegliche Elektronen ermöglicht wird.
Untersuchen wir die elektrische Leitfähigkeit von Salzsäure!

Dazu verwenden wir die Experimentieranordnung, die in Abb. 17 dargestellt ist.

Auf das Uhrglas werden 2 cm^3 Wasser und 0,5 cm^3 Salzsäure gegeben und auf elektrische Leitfähigkeit untersucht.

Die Uhrglasschale wird so gehalten, daß die Graphitelektroden in die Säurelösung eintauchen können.
Die Glühlampe leuchtet jeweils schwach auf.

Gibt man jedoch einige Tropfen konzentrierterer Säure dazu, leuchtet die Glühlampe stärker auf.

Welche Ursache gibt es für die elektrische Leitfähigkeit von Säuren? Im Experiment 138 haben wir Salzsäure durch elektrischen Strom zerlegt. Auch dabei war die elektrische Leitfähigkeit der Salzsäure eine entscheidende Voraussetzung. Geladene Teilchen (Ionen) wanderten zur Katode und Anode.

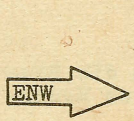
WIR FINDEN EINE ERKLÄRUNG FÜR DAS VERHALTEN VON SÄUREN

Um eine theoretische Erklärung zum Beispiel für die elektrische Leitfähigkeit einer wäßrigen Lösung des Chlorwasserstoffs (Salzsäure) und für die immer wieder auftretende Rotfärbung des Indikators "Unitest" zu finden, müssen wir uns an theoretisches Wissen erinnern.

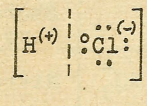
Wir haben bisher vier chemische Bindungsarten kennengelernt:

- Metallbindung (Metalle wie Fe, Zn, Cu)
- Atombindung (z.B. H_2, Cl_2, O_2)
- polare Atombindung (z.B. H_2O)
- Ionenbeziehung.

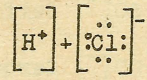
Welche chemische Bindungsart liegt im Chlorwasserstoff vor?



Die Differenz der Elektronegativitätswerte beträgt 1,4. Es liegt also eine Atombindung vor. Das gemeinsame Elektronenpaar wird jedoch vom elektronegativeren Chlor stärker angezogen. Es bilden sich Pole heraus.



Im Gas Chlorwasserstoff sind Wasserstoff und Chlor aufgrund des gemeinsamen Elektronenpaares und der unterschiedlichen Ladungen miteinander verbunden.



$H^+ + Cl^-$

Wasserstoff-Ion — Chlorid-Ion

Im Augenblick der Lösung im Wasser, der Einwirkung von Wasser gehen Wasserstoff und Chlor als geladene Teilchen, als Ionen auseinander. Dieser Vorgang wird als D i s s o z i a t i o n bezeichnet. In Salzsäure liegt also Chlorwasserstoff dissoziiert vor.

Mit unserer bisherigen Erklärung könnte gesagt werden, daß in der Salzsäure frei bewegliche Wasserstoff- und Chlorid-Ionen vorliegen, die die elektrische Leitfähigkeit verursachen. Diese Annahme hatte noch in der jüngeren Vergangenheit ihre Gültigkeit. Doch wird damit nicht gezeigt, welche Bedeutung dem Wasser bei der Dissoziation der Salzsäure und aller anderen Säuren zukommt. Das Wasserstoff-Ion, es besteht nur aus einem Proton (Wasserstoffatomkern), wird an ein Elektronenpaar des Sauerstoffs im Wassermolekül gebunden. Nach NIKOLAUS BRÖNSTEDT (1879 - 1947), einem dänischen Physikochemiker, erklären wir das Auflösen von Chlorwasserstoff in Wasser auf modernere Art und Weise.

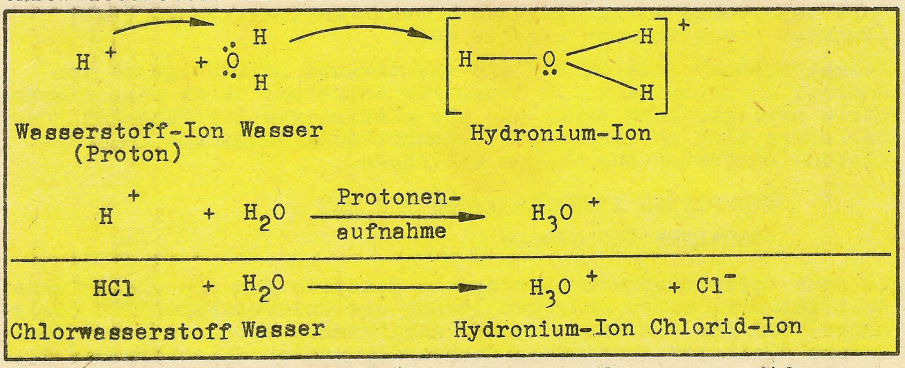


Abb. 52 Protonenabgabe bei der Auflösung von Chlorwasserstoff in Wasser

Es erfolgt durch die Abgabe eines Protons (H^+) durch Chlorwasserstoff die Bildung von Hydronium-Ionen und Chlorid-Ionen. In der Salzsäure als einer Lösung von Chlorwasserstoff in Wasser finden wir als frei bewegliche Ladungsträger Hydronium- und Chlorid-Ionen.

Diese Ionen verursachen die Leitung des elektrischen Stromes. Ähnlich wie die Salzsäure verhalten sich alle anderen uns bekannten Säuren.

Wir halten deshalb fest:

Eine Säure dissoziiert in wäßriger Lösung. Dabei geben die Säuren Protonen (H^+) an Wasser ab. Es kommt zur Bildung von Hydronium-Ionen und Säurerest-Ionen:

Name	Formel	Name des Säurerest-Ions
Salpetersäure	$HNO_3 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + NO_3^-$	Nitrat
Schwefelsäure	$H_2SO_4 + 2H_2O \longrightarrow 2H_3O^+ + SO_4^{--}$	Sulfat
Kohlensäure	$H_2CO_3 + 2H_2O \longrightarrow 2H_3O^+ + CO_3^{--}$	Carbonat

Festzustellen ist eine entscheidende GEMEINSAMKEIT:

Die wäßrigen Säurelösungen enthalten immer Hydronium-Ionen. Diese verursachen die Rotfärbung des Indikators Unitest.

Lösungen, die Hydronium-Ionen im Überschuß zu OH-Ionen enthalten, reagieren sauer!

EXPERIMENT 155 Salzsäure bildet mit Metallen Chloride

Jeweils 1/2 Spatel Aluminium und Zink gibt man in je ein Reagenzglas.

Zu jedem Metall werden 5 Tropfen Salzsäure zugetropft.
Erhitze v o r s i c h t i g !

Beide Metalle beginnen unter Gasbildung zu reagieren. Beim Anfassen der Reagenzgläser ist Wärmeabgabe durch die ablaufenden chemischen Reaktionen festzustellen. Mit einem brennenden Streichholz kann Wasserstoff nachgewiesen werden.

Sollten sich die Metalle nicht vollständig umsetzen, werden noch einige Tropfen Salzsäure zugegeben.

Engt man die Lösungen entsprechend dem Vorgehen im Experiment 147 ein, erhält man jeweils feste, weiße Stoffe. Schutzbrille! Diese beiden Feststoffe sind Salze der Salzsäure.

Zn	+	2 HCl	⟶	$ZnCl_2$	+	H_2
Zink		Salzsäure		Zinkchlorid		Wasserstoff
2 Al	+	6 HCl	⟶	2 $AlCl_3$	+	3 H_2
Aluminium		Salzsäure		Aluminium-chlorid		Wasserstoff

EXPERIMENT 156 Schwefelsäure bildet mit Metallen Sulfate

Ähnlich dem Vorgehen im Experiment 155 gibt man zu je einem 1/2 Spatel Magnesium und Eisen 5 Tropfen Schwefelsäure.

Bei gleichem Vorgehen ist ebenfalls Wasserstoff nachweisbar. Die beiden beim Einengen der Lösung entstehenden Salze sind feste, weiße Stoffe.

Bevor wir die Reaktionsgleichungen betrachten, wollen wir folgende Tatsache berücksichtigen:

Cl^- (Chlorid-Ion) ⟹ Die Ladung des Chlorid-Ions entspricht der Wertigkeit I.

SO_4^{--} (Sulfat-Ion) ⟹ Die Ladung des Sulfat-Ions entspricht der Wertigkeit II.

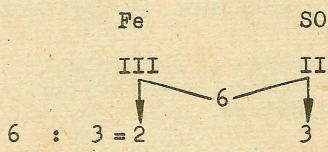
Die Ladung der Ionen entspricht ihrer Wertigkeit.

Mg	+	H_2SO_4	⟶	$MgSO_4$	+	H_2
Magnesium		Schwefel-säure		Magnesium-sulfat		Wasserstoff

Die Formel für das Salz Magnesiumsulfat läßt sich leicht errechnen, denn Magnesium und das Sulfat-Ion sind zweiwertig.

Fe	+	H_2SO_4	⟶	$FeSO_4$	+	H_2
Eisen		Schwefel-säure		Eisen(II)-sulfat		Wasserstoff

Es gibt aber auch ein Eisensulfat, in welchem Eisen III-wertig ist. Die Formel läßt sich für dieses Sulfat ebenfalls leicht ermitteln:



kleinstes gemeinschaftliches Vielfaches (k.g.V.)

6 : 2 = 3

Wir schreiben deshalb: $Fe_2(SO_4)_3$

Die Formel für Eisen(III)-sulfat lesen wir: Fe-zwei, SO_4 in Klammern, dreimal.

EXPERIMENT 157 Wir stellen eine Säure her!

GERÄTE: Erlenmeyerkolben; Brenner; Gummistopfen, mit Bohrung; 2 Gummistopfen, Uhrglas, Spatel

CHEMIKALIEN: Schwefel, Indikatorpapier

DURCHFÜHRUNG

Ein Kupferdraht wird am durchbohrten Stopfen mit Hilfe eines kleinen Gummistopfens befestigt.

An das Seitenrohr bringen wir ein Schlauchstück an, in dessen Ende ebenfalls ein kleiner Gummistopfen als Verschluß gesteckt wird.

Auf das Uhrglas geben wir 3 Spatel Schwefel.
Nun erhitzen wir den Kupferdraht, der am Gummistopfen befestigt ist, tauchen den heißen Kupferdraht in den Schwefel ein. Etwas Schwefel muß am Kupferdraht haften.

Dieser Schwefel wird in der Brennerflamme entzündet und sofort in den Erlenmeyerkolben getaucht, in welchem sich 20 ml Wasser befinden. In das Wasser wurde ein Indikator (Indikatorpapier, Rotkohlwasser z.B.) gegeben. Der Kupferdraht muß gerade so lang

sein, daß das Ende nicht in das Wasser eintaucht.

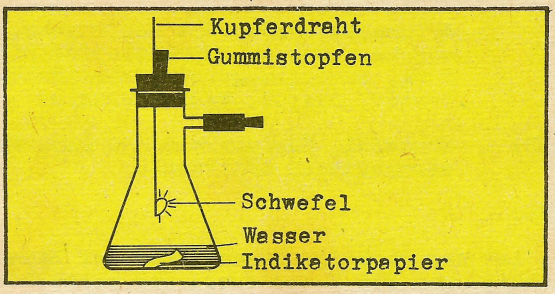


Abb. 53 Darstellung schwefliger Säure

BEOBACHTUNG

Schwefel verbrennt mit bläulicher Flamme. Das Gas Schwefeldioxid besitzt stechenden Geruch.
Das Indikatorpapier zeigt Rotfärbung.

AUSWERTUNG

Schwefel wird zu Schwefeldioxid oxydiert. Dieses Schwefeldioxid reagierte offenbar mit dem Wasser:

$SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$

Schwefeldioxid — Wasser — schweflige Säure

Besser ist es, die Formel der schwefligen Säure durch die Ionen, in welche sie dissoziiert, zu ersetzen, da die Existenz der schwefligen Säure durch Fachleute angezweifelt wird:

$SO_2 + 2\,H_2O \longrightarrow H_3O^+ + HSO_3^-$

Hydronium-Ion — Hydrogensulfit-Ion

$HSO_3^- + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + SO_3^{--}$

Hydronium-Ion — Sulfit-Ion

Die schweflige Säure bildet aufgrund der unterschiedlichen Säurerest-Ionen, die bei der Dissoziation vorliegen können, Hydrogensulfite und Sulfite.

EXPERIMENT 158 G a s als Bleichmittel

GERÄTE: Erlenmeyerkolben mit Seitenrohr, Gaswäscher, U-Rohr, Gummistopfen mit Bohrung, Einleitungsrohr, Gummihalbgebläse, Stativ, Spatel, Meßreagenzglas

CHEMIKALIEN: Schwefel, Kupferdraht (10 cm), Kaliumpermanganat, Aktivkohle

DURCHFÜHRUNG

Für das Experiment ist der richtige Zusammenbau der Experimentieranordnung sehr wichtig. Mit dem Zusammenbau der einzusetzenden Apparatur kannst Du beweisen, was Du bisher im Umgang mit den Geräten gelernt hast.

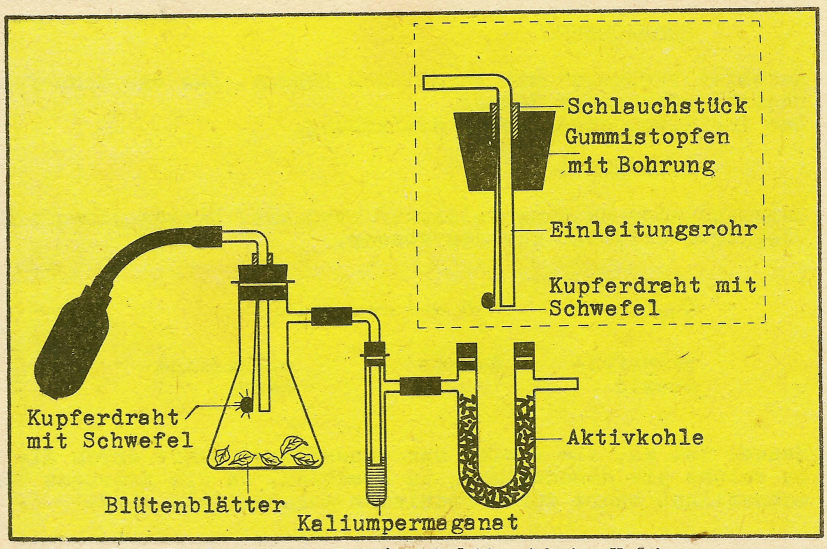


Abb. 54 Einleiten von Schwefeldioxid in Kaliumpermanganatlösung

Ein 10 cm langer Kupferdraht wird an einem Ende zu einer kleinen Öse zurechtgebogen. Auf ein Uhrglas werden 2 Spatel Schwefel gegeben. Der Kupferdraht ist nun kurz zu erhitzen und in den Schwefel einzutauchen. Der Schwefel wird so an der Kupferdrahtöse verschmolzen. Nun ist der Kupferdraht zwischen Einleitungsrohr und Gummistopfen einzuklemmen.

In den Erlenmeyerkolben sind einige Blütenblätter zu werfen. Der Gaswäscher wird mit ca. 1 ml verdünnter Kaliumpermanganatlösung gefüllt. Dazu sind im Becherglas 2 Kristalle Kaliumpermanganat in ca. 1 ml Wasser zu lösen.

In das U-Rohr wird vorher zerkleinerte Aktivkohle eingefüllt. Ist die Apparatur zusammengebaut und am Stativ befestigt, wird der Schwefel erhitzt, entzündet. Der brennende Schwefel wird mit Hilfe des durchbohrten Gummistopfens in den Erlenmeyerkolben ein-

getaucht. Der Erlenmeyerkolben ist gasdicht zu verschließen! V o r s i c h t i g wird nun mit Hilfe der Pumpe Luft eingeblasen. Das entstandene Schwefeldioxid kommt so nicht nur mit den Blütenblättern in Berührung, sondern wir leiten es auch durch die Kaliumpermanganatlösung.

BEOBACHTUNG

Der Farbstoff der Blütenblätter hellt sich auf, Kaliumpermanganatlösung entfärbt sich.

AUSWERTUNG

Wir wissen schon, daß eine wäßrige Lösung von Schwefeldioxid sauer reagiert. Diese Erscheinung ist mit dem Vorhandensein von Hydronium-Ionen zu erklären.

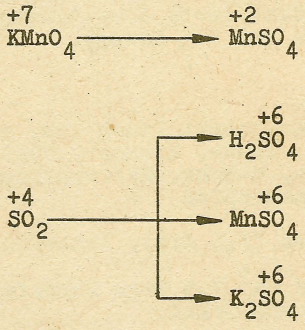
Schwefeldioxid reagiert aber auch mit Kaliumpermanganat, wobei die Kaliumpermanganatlösung über Braunfärbung bis zu einer farblosen Lösung reagiert.

Was geschieht bei dieser Reaktion?

$$2\ KMnO_4 + 5\ SO_2 + 2\ H_2O \longrightarrow K_2SO_4 + 2\ MnSO_4 + 2\ H_2SO_4$$

Kalium-permanganat	Schwefeldioxid	Wasser	Kalium-sulfat	Mangan (II)-sulfat	Schwefelsäure

Bei dieser Reaktion verändern zwei Elemente ihre Oxydationszahlen in chemischen Verbindungen:



Die Oxydationszahl von Mangan wird kleiner = R e d u k t i o n

Die Oxydationszahl von Schwefel wird größer = O x y d a t i o n

Schwefeldioxid ist also ein starkes Reduktionsmittel. Diese ausgeprägte Reduktionswirkung führt auch zur Entfärbung von Pflanzenfarbstoffen. Auf dieser reduktiven Wirkung beruht die Bleichwirkung des Schwefeldioxids. Zum Bleichen von Wolle, Stroh, Seide kommt Schwefeldioxid oder seine wäßrige Lösung zur Anwendung.

EXPERIMENT 159 Schwefel als Mittel zur Brandbekämpfung

Wie im Experiment 157 wird der getrocknete Erlenmeyerkolben mit Schwefeldioxid gefüllt.

Ein brennender Holzspan oder eine brennende Kerze, die an einem Draht befestigt sind, wird in den Erlenmeyerkolben eingetaucht.

Man beobachtet, daß die Flamme sofort erstickt wird.
Rußbrände in Schornsteinen sind durch abbrennenden Schwefel zu löschen. Der Schwefel bindet den vorhandenen Sauerstoff, so daß der Ruß nicht weiterbrennen kann.

EXPERIMENT 160 Konzentrierte und verdünnte Schwefelsäure

VORBEMERKUNGEN

Bisher haben wir mit verdünnten Säuren gearbeitet. Auch beim Umgang mit diesen verdünnten Säuren war stets g r ö ß t e A u f m e r k s a m k e i t wichtigstes Gebot für die eigene Sicherheit.

Im folgenden Experiment wollen wir die Konzentration der Schwefelsäure erhöhen.

Darum ist es erforderlich, Wasser aus der verdünnten Schwefelsäure zu verdampfen.

Eine Geräteanordnung zum Verdampfen und anschließenden Kondensieren wurde schon eingesetzt (vgl. Abb. 4).

Eine ähnliche Apparatur wollen wir für das Aufkonzentrieren von Schwefelsäure nutzen.

Im Vergleich zu unserer verdünnten Schwefelsäure (7,5 %ig) sprechen wir von konzentrierter Schwefelsäure, wenn die Konzentration schon 96 Prozent beträgt. 100 g konzentrierte Schwefelsäure enthalten also 96 g reine Schwefelsäure und 4 g Wasser.

DURCHFÜHRUNG

GERÄTE: Destillationsapparat (nach Abb. 4), pneumatische Wanne, Brenner, Stativ, Tropfpipette, U-Rohr, Meßreagenzglas, kleiner Gummistopfen

CHEMIKALIEN: Schwefelsäure (7,5 %ig), Aktivkohle

In den Erlenmeyerkolben geben wir 12 cm^3 7,5 %ige Schwefelsäure und 3 Siedesteinchen (Magnesiastäbchenstücke).

Da der Abstand für die Flamme des Brenners zum Erlenmeyerkolben zu groß ist, stellen wir den Brenner auf eine Unterlage. Das kann z.B. die pneumatische Wanne sein. Der Erlenmeyerkolben wird mit dem großen Klemmhalter am Stativ befestigt.

Das Gaseinleitungsrohr der Destillationsvorlage taucht höchstens 2 cm in das Reagenzglas mit Seitenrohr ein. Da beim Erhitzen von Schwefelsäure Schwefeltrioxid (SO_3) als hustenreizendes Gas entsteht, schließen wir an das Seitenrohr des Reagenzglases das mit Aktivkohle gefüllte U-Rohr an.

Statt des Thermometers wird ein kleiner Gummistopfen eingesetzt, um die Bohrung des großen Gummistopfens zu verschließen.

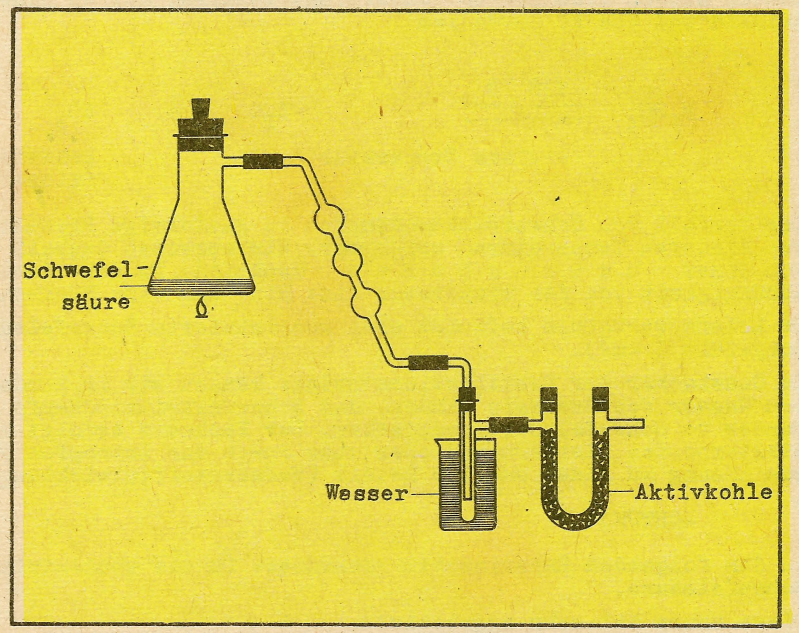


Abb. 55 Aufkonzentrieren von Schwefelsäure

Es wird v o r s i c h t i g erhitzt! Zwischen der Brennerflamme und dem Erlenmeyerkolben besteht ein kleiner Abstand (1 cm). Die Schwefelsäure darf nicht zu schäumen beginnen. Der Brenner ist in einem solchen Falle kurz zu entfernen. Nach 8 bis 10 Minuten vorsichtigen Erhitzens bilden sich weiße Schwefelsäuredämpfe. Dabei zerfällt die Schwefelsäure zu Schwefeltrioxid und Wasser. Unsere Schwefelsäure im Erlenmeyerkolben ist nun aufkonzentriert oder eingeengt worden.

Durch den Anfall einer relativ großen Menge Wasser ist das Reagenzglas mit Seitenrohr zwischendurch zu wechseln.

Das Erhitzen ist zu beenden. Die Schwefelsäure im Erlenmeyerkolben muß abkühlen und wird dann in den folgenden Experimenten eingesetzt (VORSICHT!).

BEOBACHTUNG

Im Erlenmeyerkolben bildet sich eine farblose, ölige Flüssigkeit. Im Gaswäscher der Destillationsvorlage hat sich Wasser gesammelt.

AUSWERTUNG

Beim Erhitzen wird zu Beginn Wasser verdampft.

Danach bilden sich jedoch Schwefelsäuredämpfe, die zu Schwefeltrioxid und Wasser zerfallen:

$$H_2SO_4 \underset{\text{tiefere Temperatur}}{\overset{338\ ^\circ C}{\rightleftharpoons}} H_2O + SO_3$$

Schwefeltrioxid

Der Zerfall von Schwefelsäuredämpfen in gasförmige Produkte ist bei niederen Temperaturen umkehrbar. Wir sprechen deshalb auch von einer u m k e h r b a r e n Reaktion. Es gibt dabei in Abhängigkeit von der Temperatur eine Hin- und eine Rückreaktion.

Im Erlenmeyerkolben befindet sich konzentrierte Schwefelsäure (ungefähr 1 cm^3).

Im Gaswäscher der Destillationsvorlage können wir im kondensierten Wasser den Nachweis finden, daß Schwefeltrioxiddämpfe mit Wasser zu Schwefelsäure reagierten. Der Nachweis erfolgt mit Indikatorpapier (Rotfärbung) oder aber durch das Zutropfen von etwas Lösung zu einem unedlen Metall (Wasserstoffentwicklung).

ACHTUNG!

In den folgenden Experimenten verwendest Du die konzentrierte Schwefelsäure.

Diese Säure ist sehr aggressiv!

Benutze immer die Schutzbrille! Kommen Spritzer auf die Haut, dann spüle die Stelle mindestens 10 Minuten gründlich mit Wasser ab!

EXPERIMENT 161 Konzentrierte Schwefelsäure besitzt eine besondere Eigenschaft

Zu einem Streifen Zeitungspapier wird ein Tropfen konzentrierte Schwefelsäure gegeben (V o r s i c h t !).

Nach kurzer Zeit färbt sich das Papier braun bis schwarz. Es wird von der konzentrierten Schwefelsäure zerstört.

EXPERIMENT 162 Zucker verändert seine Farbe

In ein Reagenzglas gibt man zu 1 cm^3 Zucker 2 Tropfen konzentrierte Schwefelsäure (V o r s i c h t !).

Auch Zucker verändert seine Farbe. Er wird schwarz.

Mit den Experimenten 161 und 162 haben wir den Nachweis für die Aggressivität von Schwefelsäure gegenüber organischen Substanzen geführt. Solche organischen Substanzen sind zum Beispiel Zellulose und Rübenzucker. Ähnlich würde Schwefelsäure auf unserer

Haut und auf Kleidungsstücke wirken.

Daraus schlußfolgern wir:

Beim Umgang mit konzentrierter Schwefelsäure ist besonders vorsichtig und gewissenhaft zu arbeiten. Konzentrierte Schwefelsäure entzieht organischen Substanzen Wasser. Kohlenstoff bleibt zum Beispiel zurück, wenn sie auf Traubenzucker ($C_6H_{12}O_6$) einwirkt. Stoffe, die sich durch das Bestreben auszeichnen, anderen Stoffen Wasser zu entziehen, nennt man h y g r o s k o p i s c h (wasseranziehend).

EXPERIMENT 163 Wir weisen Wärmeentwicklung nach!

2 Tropfen konzentrierte Schwefelsäure tropfen wir auf das trokkene Uhrglas (V o r s i c h t !). Die Schwefelsäure muß Zimmertemperatur besitzen. Nun tauchen wir das Thermometer in die geringe Menge von Schwefelsäure und tropfen 2 Tropfen Wasser hinzu.

Die Temperatur steigt ungefähr um 5 °C.

Mischt man konzentrierte Schwefelsäure mit Wasser, so ist beträchtliche Wärmeentwicklung festzustellen.

Das Vermischen oder Verdünnen von Schwefelsäure mit Wasser muß deshalb stets mit Vorsicht in der Weise geschehen, daß man die Schwefelsäure unter Umrühren in das Wasser einträgt:

"Erst das Wasser, dann die Säure, sonst
geschieht das Ungeheu're!"

Gießt man Wasser in die konzentrierte Schwefelsäure, so kann die intensive Wärmeentwicklung zum Herausschleudern der aggressiven Flüssigkeit und zum Springen von Glasgefäßen führen, weil das Wasser als leichtere Flüssigkeit zunächst auf der Schwefelsäure "schwimmt" und an der Grenzfläche beider Flüssigkeiten die Wärmeentwicklung so stark werden kann, daß Wasser verdampft.

Der Hauptanteil der hergestellten konzentrierten Schwefelsäure wird aus dem Erlenmeyerkolben in ein trockenes Reagenzglas gegeben, welches mit einem Gummistopfen zu verschließen ist.

Der Erlenmeyerkolben ist gründlich unter fließendem Wasser zu säubern und zu trocknen. Der Trocknungsvorgang kann natürlich durch Erwärmen des Erlenmeyerkolbens beschleunigt werden.

EXPERIMENT 164 Schwefelsäure verdrängt leichter flüchtige Säuren aus ihren Salzen

In den Experimenten 149 und 150 erfuhren wir, wie Chlorwasserstoffgas hergestellt werden kann und daß dieses Gas gut in Wasser löslich ist.

Im folgenden Experiment geben wir in ein trockenes Reagenzglas 0,5 cm^3 Natriumchlorid (Kochsalz). Natriumchlorid enthält den Säurerest der Salzsäure.

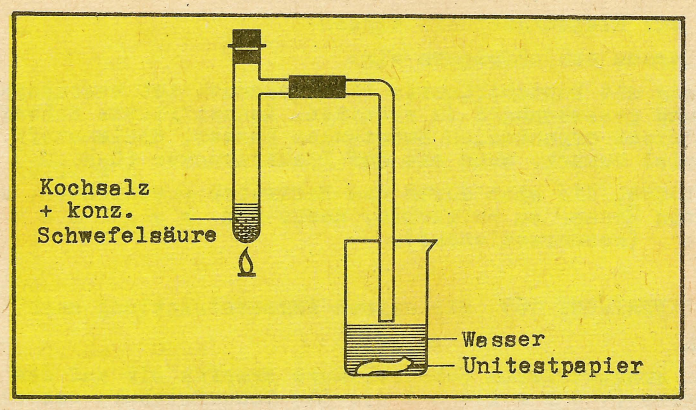


Abb. 56 Darstellung von Chlorwasserstoff

Das Einleitungsrohr endet direkt über der Wasseroberfläche, sonst erfolgt ein explosionsartiges Zurückschlagen des Wassers.

Zum Kochsalz wird ein Tropfen konzentrierte Schwefelsäure gegeben (V o r s i c h t !). Langsame Gasentwicklung setzt ein. Durch vorsichtiges Erhitzen des Kochsalzes kann die Gasentwicklung verstärkt werden.

Statt des Indikatorpapiers kann auch ein anderer Indikator wie zum Beispiel Rotkohlwasser eingesetzt werden.

Das entstehende Gas riecht stechend und löst sich in Wasser, der Indikator zeigt einen Farbumschlag nach rot. Salzsäure ist entstanden.

Läßt man auf Kochsalz (Salz der Salzsäure) bei erhöhter Temperatur Schwefelsäure einwirken, so erfolgt in zwei Etappen der Austausch von Natrium in Kochsalz durch den Wasserstoff:

$NaCl$	+	H_2SO_4	$\longrightarrow$	$NaHSO_4$	+	HCl
Natrium-chlorid		Schwefel-säure		Natrium-hydrogen-sulfat		Chlor-wasser-stoff

$NaCl$	+	$NaHSO_4$	$\longrightarrow$	Na_2SO_4	+	HCl
		Natrium-hydrogen-sulfat		Natrium-sulfat		Chlor-wasser-stoff

Zusammenfassend können wir den erfolgten Vorgang wie folgt darstellen:

$$2\,NaCl + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2\,HCl$$

Schwefelsäure ist eine schwer flüchtige Säure. Sie hat die Salzsäure - als leichte flüchtige Säure - aus ihrem Salz verdrängt.

Es ist ein Salz der Schwefelsäure entstanden, und Chlorwasserstoff hat sich gut in Wasser zur Salzsäure gelöst.

EXPERIMENT 165 S p r i n g b r u n n e n

GERÄTE: Gasentwickler, Erlenmeyerkolben, durchbohrter Stopfen, Pipettenrohr, pneumatische Wanne, Stativ, U-Rohr, Spatel, Brenner, Schutzbrille

CHEMIKALIEN: Kochsalz, Schwefelsäure (konzentriert), Wasser, Indikator (z.B. Rotkohlwasser), Aktivkohle

DURCHFÜHRUNG

Das Experiment erfolgt in zwei Etappen. In der ersten Etappe füllen wir den Erlenmeyerkolben mit Chlorwasserstoff. In der zweiten Etappe weisen wir die hohe Wasserlöslichkeit von Chlorwasserstoff nach.

Es ist immer die SCHUTZBRILLE zu tragen!

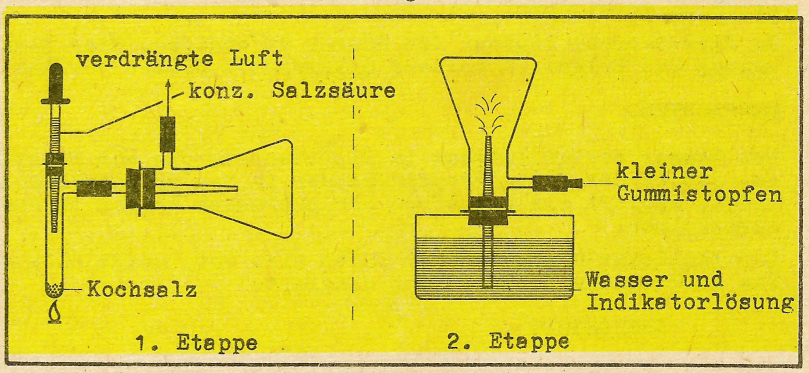


Abb. 57 Durchführung des Springbrunnenversuchs

1. ETAPPE

In den Gasentwickler sind 0,5 cm^3 Kochsalz zu füllen. In die Pipette ist die selbst hergestellte Schwefelsäure aufzunehmen (V o r s i c h t !).

An das Seitenrohr des Gasentwicklers wird das Pipettenrohr über ein Schlauchstück angeschlossen. Der durchbohrte Gummistopfen verschließt den Erlenmeyerkolben. Um jedoch die Luft aus dem Erlenmeyerkolben verdrängen zu können, ist das Schlauchstück am Seitenrohr des Erlenmeyerkolbens noch nicht verschlossen!

Der Erlenmeyerkolben und das in den Erlenmeyerkolben eintauchende Pipettenrohr müssen v ö l l i g t r o c k e n sein!

Nun werden 6 Tropfen Schwefelsäure (konzentriert) zum Kochsalz

getropft.

Es muß unbedingt darauf geachtet werden, daß die Schwefelsäure nicht zu schäumen beginnt. In das Pipettenrohr darf keine Flüssigkeit eindringen!

Nach einer Minute geben wir nochmals 4 Tropfen der konzentrierten Schwefelsäure zum Kochsalz.

Es darf nun ab und zu vorsichtig mit Hilfe des Brenners erwärmt werden. Dabei muß immer gesichert sein, daß die Gasentwicklung nicht zu heftig wird.

Nach ungefähr 10 Minuten haben wir den Erlenmeyerkolben mit Chlorwasserstoff gefüllt.

Das Seitenrohr des Erlenmeyerkolbens wird mit einem Gummistopfen am Schlauchstück verschlossen.

Nun wird das Pipettenrohr vom Gasentwickler getrennt.

2. ETAPPE

Der Erlenmeyerkolben ist schnell an den großen Klemmhalter am Stativ so zu befestigen, daß das Pipettenrohr in das Wasser der pneumatischen Wanne mindestens 1 cm tief eintaucht.

An den Gasentwickler wird ein mit Aktivkohle gefülltes U-Rohr angeschlossen, um so das Ausströmen von restlichem Chlorwasserstoff zu verhindern.

Im Pipettenrohr beginnt das Wasser zu steigen. Eine leichte Bewegung des Erlenmeyerkolbens unterstützt diesen Vorgang.

BEOBACHTUNG

Das Wasser steigt langsam im Pipettenrohr bis zur Pipettenspitze. Sobald der erste Tropfen Wasser in den Erlenmeyerkolben gelangt, spritzt wie bei einem Springbrunnen Wasser in den Erlenmeyerkolben.

Der Indikator Rotkohlwasser färbt sich rot, zeigt also an, daß die entstandene Lösung sauer reagiert.

AUSWERTUNG

Ähnlich wie konzentrierte Schwefelsäure wirkt Chlorwasserstoff wasseranziehend. Das Chlorwasserstoffgas löst sich sehr schnell im Wasser. Im Erlenmeyerkolben entsteht ein Unterdruck! Dieser bewirkt den Springbrunneneffekt.

SCHWEFELWASSERSTOFF als Säure -

E i g e n s c h a f t e n von Schwefelwasserstoff

Mit den Experimenten 42 bis 44 haben wir Schwefelwasserstoff erstmals hergestellt. Dabei stellten wir die gute Wasserlöslichkeit von Schwefelwasserstoff und die Wirkung des Schwefelwasserstoffwassers auf den Indikator "Unitest" fest.
Der Indikator zeigte schwache Rotfärbung.

Offensichtlich reagiert eine wäßrige Lösung von Schwefelwasserstoffwasser ähnlich wie die Lösung von Chlorwasserstoff wie eine Säure:

$$H_2S + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,H_3O^+ + S^{--}$$

Schwefelwasserstoff		Hydronium-Ion		Sulfid-Ion

Wir stellen fest:

Schwefelwasserstoff ist in wäßriger Lösung eine sehr schwache Säure.

Schwefelwasserstoffsäure bildet ähnlich wie die schon untersuchten Säuren Salze, die S u l f i d e .

Ein Sulfid hast Du schon selbst aus Schwefel und Eisen hergestellt, das Eisen(II)-sulfid (FeS).

Durch die Reaktion mit Salzsäure können wir aus Eisen(II)-sulfid Schwefelwasserstoff - wie im Experiment 39 beschrieben - gewinnen.

Für unsere Zwecke benötigen wir nur sehr wenig von diesem Salz.

Lernen wir Schwefelwasserstoff näher kennen!

Führe die Experimente 166 bis 168 im Freien oder bei weit geöffnetem Fenster durch!

EXPERIMENT 166 Schwefelwasserstoff als brennbares Gas

Wir merken uns:

Vorsicht beim Umgang mit Schwefelwasserstoff. Es ist ein sehr giftiges Gas! Deshalb nur mit gasdichten Apparaturen und mit kleinsten Mengen arbeiten. Säuberung der Apparatur im Freien vornehmen!

GERÄTE: Gasentwickler, pneumatische Wanne, 2 Reagenzgläser, 2 Gummistopfen, U-Rohr, Stativ, Spatel, Schutzbrille, Tropfpipette

CHEMIKALIEN: Salzsäure, Eisen(II)-sulfid (vgl. Experiment 39), Aktivkohle

Auf höchstens 0,3 cm^3 Eisen(II)-sulfid sind 10 Tropfen Salzsäure zu geben. Zuerst ist die Luft zu verdrängen. Danach sind 2 Reagenzgläser mit Schwefelwasserstoff zu füllen.

Sofort nach dem pneumatischen Auffangen wird zum Beseitigen des noch entstehenden Schwefelwasserstoffs das mit Aktivkohle gefüllte U-Rohr an den Gasentwickler angeschlossen.

Obwohl Schwefelwasserstoff zum Teil in Wasser löslich ist, sind die Reagenzgläser mit dem Gas Schwefelwasserstoff gefüllt.

Das Gas in den beiden Reagenzgläsern verbrennt mit bläulicher Flamme langsam von oben nach unten ab. An der Wandung der Reagenzgläser schlägt sich Schwefel nieder. Ein Teil des Schwefelwasserstoffs wird also unvollständig verbrannt:

$$2\,H_2\overset{-2}{S} + O_2 \longrightarrow 2\,H_2O + 2\,\overset{\pm 0}{S}\,.$$

Ein anderer Teil des Schwefelwasserstoffs wird vollständig oxydiert:

$$2\,H_2\overset{-2}{S} + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,H_2O + 2\,\overset{+4}{S}O_2\,.$$

EXPERIMENT 167 Schwefelwasserstoff als Reduktionsmittel

Statt des U-Rohres wird an den Gasentwicklungsapparat des Experimentes 166 ein Gaswäscher, der mit 1 cm^3 Kaliumpermanganatlösung gefüllt ist, angeschlossen. Diese Lösung wird mit 5 Tropfen Schwefelsäure angesäuert.

Sollte die Gasentwicklung nicht mehr erfolgen, werden in den Gasentwickler 3 Tropfen Salzsäure zugetropft. Zur Adsorption des nichtumgesetzten Schwefelwasserstoffs schließen wir an den Gaswäscher das mit Aktivkohle gefüllte U-Rohr an. Schwefelwasserstoff ist nun durch die angesäuerte Kaliumpermanganatlösung zu leiten.

Die rotviolette Lösung wird farblos. Es fällt im Gaswäscher ein gelbweißer Niederschlag von Schwefel aus:

$$2\,KMnO_4 + 5\,H_2S + 3\,H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2\,MnSO_4 + 8\,H_2O + 5\,S$$

Bei dieser Reaktion wird Mn^{+7} zu Mn^{+2} reduziert. Die Elektronen liefern die Sulfid-Ionen, die von S^{-2} zu $S^{\pm 0}$ oxydiert werden.

EXPERIMENT 168 Spalten von Schwefelwasserstoff in seine Elemente

Für das folgende Experiment ist wiederum der Gasentwickler zur Gewinnung von Schwefelwasserstoff zu nutzen.

Schwefelwasserstoff ist durch ein Glührohr zu leiten.
Das Glührohr ist mit einem Gaswäscher verbunden, der mit Kaliumpermanganatlösung (1 cm^3) gefüllt ist.

Im Gasentwickler werden 5 Tropfen Salzsäure zu Eisen(II)-sulfid getropft. Erst wenn sich die Kaliumpermanganatlösung zu verändern beginnt, erhitzen wir das Glührohr kräftig. Eine Minute später kann mit dem pneumatischen Auffangen des gasförmigen Reaktionsproduktes begonnen werden.
Kaliumpermanganatlösung reagiert mit dem Schwefelwasserstoff (siehe Experiment 167).

Im Glührohr scheidet sich am kühleren Teil elementarer Schwefel ab.
Ein Teil des aufgefangenen Gases ist Wasserstoff.

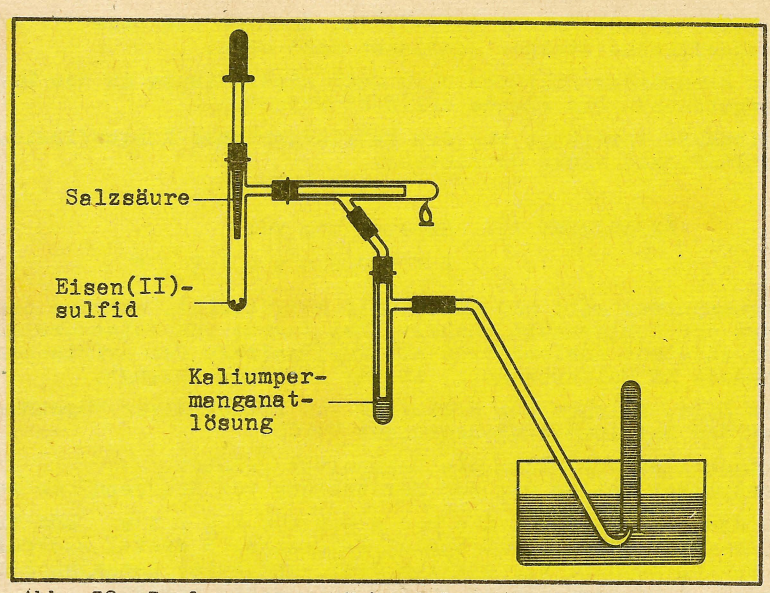


Abb. 58 Zerlegung von Schwefelwasserstoff in seine Elemente

Schwefelwasserstoff ist durch Wärmezufuhr teilweise in seine Elemente zerlegt worden. Wir sprechen auch von der t h e r m i s c h e n S p a l t u n g :

$$H_2S \longrightarrow H_2 + S$$

Die Säuberung des Gasentwicklers ist unbedingt im Freien auszuführen. Dazu ist mit Hilfe des Wassers im Becherglas der Gasentwickler grob zu säubern. Die Feinreinigung kann unter fließendem Wasser bei Nutzung der Reagenzglasbürste erfolgen.

EXPERIMENT 169 Wir untersuchen eine feste Säure

In Deinem Experimentierkasten findest Du die Weinsäure. Sie hat einen komplizierten Aufbau. Auf jeden Fall ist sie aus den Elementen C, H und O zusammengesetzt.

Mehrere Kristalle lösen wir in Wasser. Indikatorpapier zeigt Rotfärbung an. Weinsäure reagiert also in wäßriger Lösung sauer.

EXPERIMENT 170 Weinsäure reagiert mit Natriumcarbonat

Das Becherglas wird gründlich gereinigt. Zu 3 Spatel Weinsäure sind 3 Spatel Natriumcarbonat zu geben. Danach wird das Becherglas

auf 10 cm^3 mit Wasser aufgefüllt. Ähnlich wie beim Öffnen einer Brauseflasche steigen Gasblasen nach oben.

Ein brennender Holzspan wird nach einer Minute in das Becherglas eingetaucht. Die Flamme erlischt sofort.

Weinsäure verdrängt aus dem Natriumcarbonat Kohlendioxid. Kohlendioxid wirkt erstickend.

EXPERIMENT 171 Herstellung von B r a u s e p u l v e r

Brausepulver wird aus einem Salz hergestellt, welches den Säurerest der Kohlensäure enthält. Bei Zugabe von Weinsäure und Wasser entsteht Kohlendioxid als Gas, welches den erfrischenden Geschmack in Selterswasser, in der Limonade erzeugt.

Ein Salz, welches zur Erzeugung von Brausepulver verwendet wird, ist das Natriumhydrogencarbonat $NaHCO_3$.

Dieses wird vor allem als Backpulver genutzt.
Backpulver wollen wir zur Herstellung von Brausepulver verwenden.

In das g r ü n d l i c h g e s ä u b e r t e und trockene Becherglas geben wir 5 Spatel Weinsäure, 5 Spatel Backpulver und 5 Spatel Zucker. Wir stellen fest, daß keine Gasentwicklung einsetzt. Also kann dieses Pulver aufbewahrt werden.

Füllen wir das Becherglas bis auf 10 cm^3 mit Wasser auf, stellen wir sofort die einsetzende Gasentwicklung fest.
Es entsteht Kohlendioxid. Von der hergestellten Brause kannst Du a u s n a h m s w e i s e kosten.

EXPERIMENT 172 Wasserglas (Natriumsilikat) als ein Salz der Kieselsäure

Da es verschiedene Kieselsäuren gibt, verzichten wir auf die Angabe aller Formeln. Auf jeden Fall sollte man wissen, daß Kieselsäure das Element Silizium (Si) enthält, wie folgende Formeln zeigen: H_4SiO_4; H_2SiO_3.

Wasserglaslösung (Natriumsilikat) ist ein Salz der Kieselsäure. Aus diesem Wasserglas kann allgemein gesagt Kieselsäure hergestellt werden.

Gebe in ein Reagenzglas zu 0,5 cm^3 Wasserglaslösung 4 Tropfen Salzsäure.

Sofort bildet sich auf der Oberfläche des Wasserglases eine feste Schicht von Kieselsäuregel. Mit einem Holzstab ist diese Schicht zu durchstoßen. Die Kieselsäurebildung setzt sich durch das Wasserglas fort.

Das Kieselsäuregel ist auf das Ende der Magnesiarinne zu geben. Im folgenden Experiment wird dieser Vorrat verarbeitet. Generell gilt, daß Glasgeräte, in denen mit Wasserglas gearbeitet wurde, nach dem Experimentieren sofort gesäubert werden.

EXPERIMENT 173 Q u a r z

In der Natur ist Siliziumdioxid (SiO_2) weit verbreitet. In kristallisierter Form finden wir Siliziumdioxid vor allem in Quarz. Abarten von Quarz sind der Bergkristall (wasserklar), Rauchquarz (braun), Amethyst (violett), Rosenquarz (rosa). Besonders gut kristallisierte Stücke finden als Schmuck Verwendung. Als Bestandteil von zahlreichen Gesteinen finden wir Quarz zum Beispiel im Granit, Sandstein, Gneis.

Wir wollen nun reines Siliziumdioxid in kleinen Kristallen herstellen.

Dazu wird das auf der Magnesiarinne befindliche Kieselsäuregel in der Brennerflamme kräftig erhitzt.

Es bleibt ein sandiges, weißes Pulver auf der Magnesiarinne zurück.

EXPERIMENT 174 Auf Glas kann geschrieben werden

Mit Hilfe von Wasserglaslösung läßt sich schnell Glastinte herstellen. Je nach Zumischen von Farbstoffen kannst Du Glas beschriften oder bemalen.

Auf dem Uhrglas ist etwas Wasserglas mit Ruß zu vermischen. Ruß kannst Du beim Verbrennen einer Kerze gewinnen, indem in die Kerzenflamme der Boden des Becherglases gehalten wird. Mit einer Feder oder einem Pinsel können nun Glasflächen schwarz beschriftet werden.

Schreibgeräte und das Uhrglas sind nach dem Experimentieren sofort zu reinigen!

EXPERIMENT 175 S u p e r k l e b e r

Auf der Uhrschale wird etwas Wasserglas mit einigen Spateln Calciumoxid zu einem Brei verrührt. Bei zerbrochenem Porzellan, Glas (V o r s i c h t !) und anderen Materialien kann nun geholfen werden. Die Bruchstellen werden dünn mit dem Brei bestrichen und unter leichtem Druck zusammengefügt. Der verklebte Gegenstand bleibt einige Stunden stehen. Der Verklebungsvorgang wird durch Wärme unterstützt. Der Kleberbrei härtet aus. Dabei erfolgt die sichere Verklebung der Bruchstellen.

11 BASEN

Du lernst nun eine große Stoffgruppe kennen, deren Vertreter ähnlich den Säuren häufig vorkommen und unser Leben beeinflussen. Sicherlich hast Du schon einmal Seifenwasser in die Augen bekommen. Schnell wird Wasser genommen, um dieses Seifenwasser aus dem Augenraum wegzuspülen. Das Seifenwasser verursacht einen brennenden Schmerz. Man sagt auch, daß Seifenwasser ätzend wirkt. Sicherlich ist Dir beim Waschen auch schon ein Stück Seife aus der Hand gerutscht. Die Seifenlösung faßt sich schmierig, glitschig an.

Seifenlösung ist eine sehr schwache Base und kann uns deshalb nicht gefährlich werden. Ähnliches haben wir ja auch bei Säuren kennengelernt.

Es gibt aber auch Basen, mit denen man sehr vorsichtig umgehen muß. Solche Basen sind giftig und wirken ätzend auf die Haut. Du wirst mit solchen gefährlichen Basen arbeiten. Es gilt dabei immer, die Schutzbrille zu tragen, um die Augen vor Verätzungen zu schützen!

Untersuchen wir zuerst eine ungefährliche Base!

EXPERIMENT 176 Blauer Fingerabdruck

Ein Stück einfache Seife wird angefeuchtet. Der Daumen wird auf die Seifenlösung gedrückt und danach auf einen Streifen Indikatorpapier.

Ein grünblauer Abdruck ist auf dem Indikatorpapier zu sehen.

EXPERIMENT 177 Eine kräftige Base selbst hergestellt

In ein Becherglas sind 6 Spatel Calciumoxid mit 10 ml Wasser zu versetzen. Mit dem Spatel wird kräftig verrührt. Danach bleibt das Becherglas mit Inhalt 3 Minuten stehen. Ein Streifen Indikatorpapier wird in die Lösung getaucht.

BEOBACHTUNG

Calciumoxid hat sich nur z.T. im Wasser gelöst. Es ist eine Aufschlämmung (vgl. mit Experiment 7) entstanden.

Das ungelöste Calciumoxid setzt sich ab (Sedimentieren). Die Flüssigkeit über dem Feststoff verursacht Blaufärbung des Indikatorpapiers. Der Inhalt im Becherglas wird aufgehoben für das Experiment 178.

EXPERIMENT 178 Klares Kalkwasser

Für weitere Experimente benötigen wir Kalkwasser glasklar. Am sichersten ist für die Erreichung dieser Zielstellung das Filtrieren als Trennverfahren (vgl. Experiment 9) anzusehen. Das Filtrat wird in 3 Reagenzgläsern gesammelt.

Sowohl der Bodensatz im Filter als auch das Filtrat in den Reagenzgläsern verursachen Blaufärbung des Indikatorpapiers.

Den Rückstand im Filter können wir im folgenden Experiment einsetzen.

EXPERIMENT 179 M ö r t e l

Wir unterscheiden verschiedene Arten von Mörtel. Mörtel dienen als Bindemittel der Steine des Mauerwerks oder zum Verputzen von Mauerwerk.

Mörtel entsteht zum Beispiel durch Anrühren von Calciumoxid mit Wasser im Gemisch mit Sand. Typisch für Mörtel ist, daß sie nach einer bestimmten Zeit steinartig erhärten.

Luftmörtel wird aus Kalk (Calciumoxid) oder Gips hergestellt und widersteht dem Angriff von Wasser nicht so gut wie der Wassermörtel (Zement).

Wir verrühren den Filterrückstand auf dem Uhrglas mit der zweifachen Menge Sand zu einem Brei. Sollte der Brei sehr trocken sein, sind mit der Pipette einige Tropfen Wasser zuzugeben.

Der Brei wird nun zum Beispiel in den Deckel einer Limonadenflasche gegeben, so daß der Brei dessen Form annimmt. Danach entfernen wir vosichtig die Form (Deckel) vom Mörtel. Wir erhalten einen Abdruck, den wir auf einem Stück Papier wenigstens einen Tag stehen lassen.

Der Mörtel erhärtet allmählich. Diesen Vorgang nennt man auch Abbinden.

Der erhärtete Mörtel wird für weitere Experimente benötigt!

EXPERIMENT 180 Eine gefährliche Base - N a t r o n l a u g e !

Im Experimentierkasten findest Du eine Chemikalienflasche mit der Aufschrift "Natronlauge".

Mit der Pipette werden 5 Tropfen Natronlauge auf das Uhrglas gegeben. Mit der folgenden Untersuchung ist eine typische Eigenschaft der Basen feststellbar. Nach dieser Untersuchung sind sofort die Hände gründlich mit Wasser zu spülen. Dazu wird von der Pipettenspitze ein Tropfen Natronlauge mit dem Zeigefinger berührt. Ähnlich wie bei der Seife fühlt sich die Natronlauge glitschig an.

Auch mit Natronlauge kann ein blauer Fingerabdruck auf dem Indikatorpapier "Unitest" erzeugt werden. Die Formel der Natronlauge zeigt die Zusammensetzung an: Na OH. Natronlauge besteht eigentlich aus dem festen Stoff Na OH, der in Wasser gelöst Natronlauge ergibt. Der feste Stoff Na OH wird als Natriumhydroxid bezeichnet. Konzentriertere Lösungen von Natriumhydroxid in Wasser sind den Giften zuzuordnen.

EXPERIMENT 181 Natriumhydroxid näher untersucht

GERÄTE: Destillationsapparat (Abb. 4), Stativ, Tropfpipette, Schutzbrille, Meßreagenzglas

CHEMIKALIEN: Natronlauge (4 %ig)

Der Erlenmeyerkolben wird so am Stativ befestigt, daß die Destillationsapparatur ordentlich aufgebaut werden kann. 2 cm^3 Natronlauge sind in den Erlenmeyerkolben zu geben. Nun ist v o r s i c h t i g zu erhitzen. In der Destillationsvorlage sammelt sich Wasser. Im Erlenmeyerkolben entsteht zuerst eine sehr konzentrierte Natronlauge. Bei Verdampfen des restlichen Wassers bleibt ein fester, weißer Stoff zurück.

Dieser feste Stoff ist Natriumhydroxid. Bei Zugabe von 2 cm^3 Wasser entsteht wieder Natronlauge.

EXPERIMENT 182 Elektrische Leitfähigkeit der Natronlauge

2 cm^3 Natronlauge sind auf ein Uhrglas zu geben. Mit Hilfe der Geräteanordnung nach Abbildung 17 erfolgt mit Graphitelektroden der Nachweis der elektrischen Leitfähigkeit von Natronlauge. Die Elektroden werden entsprechend der Beschreibung im Experiment 35 am Stativ befestigt.

Um die Berührung der Elektroden mit dem Metall des Stativs zu verhindern, werden sie jeweils in einen 2 cm breiten Streifen aus Pappe eingewickelt und so in die kleinen Klemmhalter eingeklemmt.

So können die Elektroden in die Natronlauge eintauchen, wenn das Uhrglas an die Elektroden gehalten wird. Die Glühlampe leuchtet auf.

Natronlauge leitet den elektrischen Strom.

WAS SIND EIGENTLICH B A S E N ?

Wir stellten fest: Das Gegenstück zu den Säuren bilden die Basen. Sie haben die Eigenschaft, die Blaufärbung des Indikators "Unitest" zu verursachen. Welche Ursachen gibt es dafür?

Gemeinsam mit den Säuren zeigen sie gutes elektrisches Leitvermögen.

Wir wissen: Säuren dissoziieren in wäßriger Lösung. Frei bewegliche Hydronium-Ionen und Säurerest-Ionen sind als elektrische Ladungsträger vorhanden. Immer dann, wenn frei bewegliche elektrische Ladungsträger in einer Lösung vorhanden sind, leitet diese Lösung den elektrischen Strom.

Natriumhydroxid (NaOH) ist ein fester, weißer Stoff, der sich in Wasser löst. Es bildet sich die Natronlauge.
Natronlauge leitet den elektrischen Strom.

Untersuchen wir Natriumhydroxid genauer!

Im festen Natriumhydroxid liegen Natrium-Ionen und Hydroxid-Ionen in einem Ionengitter angeordnet vor. Die feste Bindung zwischen diesen Ionen wird durch die unterschiedlichen Ladungen der Ionen verursacht.

Im Natriumhydroxid liegen die Ionen im Zahlenverhältnis 1:1 vor. Das Hydroxid-Ion ist aufgrund der einfach negativen Ladung 1-wertig.

In wäßriger Lösung erfolgt durch den Einfluß der Wassermoleküle der Zerfall des Ionengitters, Natriumhydroxid dissoziiert:

$$NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$$

Die frei beweglichen Ionen in der Natronlauge sind die Ursache für die elektrische Leitfähigkeit.
Die Formeln weiterer Hydroxide und ihre Dissoziationsgleichungen

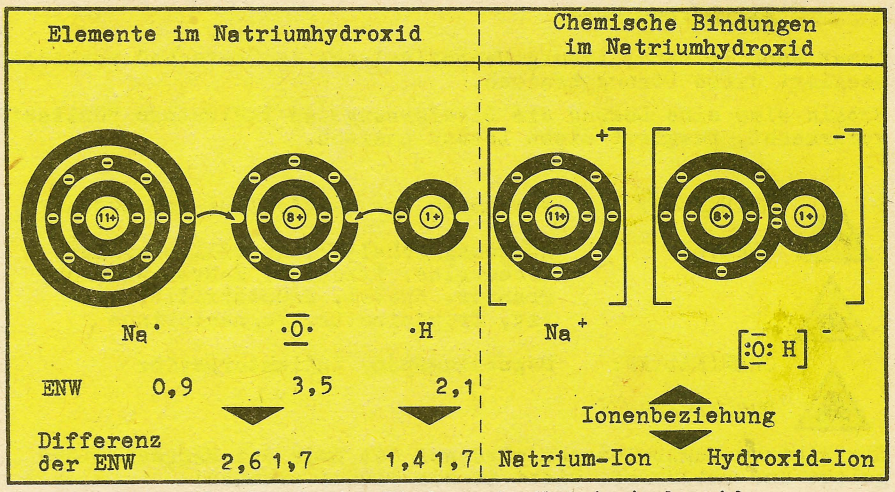


Abb. 59 Chemische Bindung im Natriumhydroxid

sind schnell aufgestellt:

Kaliumhydroxid	$K\,OH$	$\rightleftharpoons$	K^+ +	OH^-
Magnesiumhydroxid	$Mg(OH)_2$	$\rightleftharpoons$	Mg^{++} +	$2\,OH^-$
Calciumhydroxid	$Ca(OH)_2$	$\rightleftharpoons$	Ca^{++} +	$2\,OH^-$

VERALLGEMEINERUNG: Metallhydroxid $\rightleftharpoons$ Metall-Ion + Hydroxid-Ion.

Die Formel für Magnesiumhydroxid wird zum Beispiel wie folgt gelesen: "Mg, OH in Klammern, zweimal". Ähnliches gilt für andere Metallhydroxide, in denen die Metalle mehrwertig sind!

Also:

	Al	OH	
Wertigkeit	III	I	
k.g.V.		3	
Formel	Al	$(OH)_3$	"Al, OH in Klammern, dreimal"

Die Ursache für die Blaufärbung des Indikators "Unitest" beim Eintauchen in die wäßrigen Lösungen der Metallhydroxide (Basen) kennen wir noch nicht!

Eine wichtige GEMEINSAMKEIT aller BASEN ist schnell festzustellen: Es liegen immer Hydroxid-Ionen vor!

Wir merken uns:

Immer wenn in einer Lösung Hydroxid-Ionen im Überschuß vorliegen, reagiert diese Lösung basisch.

Sobald also eine Lösung die Blaufärbung des Indikators "Unitest" verursacht, reagiert diese Lösung basisch.

EXPERIMENT 183 Verfahren zur Herstellung von Basen

GERÄTE: Reagenzglashalter, Rundfilterpapier, Becherglas, Trichter, Meßreagenzglas, Brenner, Spatel, Schutzbrille, Stativ, Tropfpipette, Magnesiarinne

CHEMIKALIEN: Magnesiumspan, Indikatorpapier

DURCHFÜHRUNG

Ein kleiner Magnesiumspan wird auf das Ende der Magnesiarinne gelegt und entzündet. Nicht in die Flamme schauen!

Das entstehende Magnesiumoxid wird im Becherglas mit 2 ml Wasser versetzt und mit Hilfe des Spatels verrührt.

Der Bodensatz ist von der Lösung durch Filtrieren zu trennen. Im Reagenzglas erhalten wir ein klares Filtrat.
Mit der Pipette werden einige Tropfen entnommen und auf ein Stück Indikatorpapier gegeben.

Blaufärbung zeigt an, daß eine Base vorliegt.

AUSWERTUNG

Magnesium reagiert mit dem Luftsauerstoff zu Magnesiumoxid:

$$2\ Mg + O_2 \longrightarrow 2\ MgO.$$

Magnesiumoxid setzt sich zum Teil mit Wasser zu Magnesiumhydroxid um:

$$MgO + H_2O \longrightarrow Mg(OH)_2.$$

Die Ursache für die basische Reaktion ist in der Dissoziation von Magnesiumhydroxid zu sehen:

$$Mg(OH)_2 \rightleftharpoons Mg^{2+} + 2\ OH^-.$$

Die frei beweglichen Hydroxid-Ionen verursachen die Grün- bis Blaufärbung des Indikators "Unitest".

Ähnlich (Experiment 177) wurde Kalkwasser (Calciumhydroxid) hergestellt.

Kann man nun annehmen, alle Basen sind über die Reaktion des jeweiligen Metalloxids mit Wasser darstellbar?

Solltest Du noch etwas Blei(II)-oxid (gelb) oder Kupfer(II)-oxid (schwarz) besitzen, kannst Du mit Hilfe eines Experiments entscheiden, ob die geäußerte Vermutung richtig ist. Sowohl Blei(II)-oxid als auch Kupfer(II)-oxid reagieren nicht mit Wasser zu einer Base.

Vor allem Metalloxide, deren Metalle eine niedrige Elektronegativität besitzen, sind in der Lage, mit Wasser zu Basen zu reagieren.

EXPERIMENT 184 Unterschied zwischen Kupfer- und Magnesiumpulver

Zwei Reagenzgläser sind bereitzustellen. Ein Reagenzglas ist mit einem Spatel Kupferpulver, das andere mit einem Spatel Magnesiumpulver zu füllen. Zu beiden Metallen gibt man 2 cm^3 Wasser.

Beim genaueren Beobachten sind über dem Magnesium aufsteigende Gasbläschen festzustellen. Im Reagenzglas des Kupfers ist keine Veränderung zu beobachten.

Beim v o r s i c h t i g e n Erhitzen beider Reagenzgläser verstärkt sich die Gasentwicklung über dem Magnesiumpulver.

Die Lösung über dem Magnesium verursacht nach 3 Minuten eine schwache Blaufärbung des Indikators "Unitest".

Magnesium reagiert mit dem Wasser, wobei eine schwach basisch reagierende Lösung entsteht.

Mg	+	2 H_2O	⟶	$Mg(OH)_2$	+	2 H_2
1 mol		2 mol		1 mol		2 mol
Magnesium		Wasser		Magnesium-hydroxid		Wasser-stoff

Da die entstehende Lösung basisch reagiert, müßten Hydroxid-Ionen vorhanden sein. Magnesiumhydroxid dissoziiert in wäßriger Lösung:

$$Mg(OH)_2 \rightleftharpoons Mg^{2+} + 2\ OH^-$$

Wir stellen fest, daß Magnesium bei der Reaktion mit Wasser Elektronen abgibt. Die Oxydationszahl von Magnesium nimmt zu (Oxydation) und entspricht im Magnesiumhydroxid der elektrischen Ladung des Magnesium-Ions.

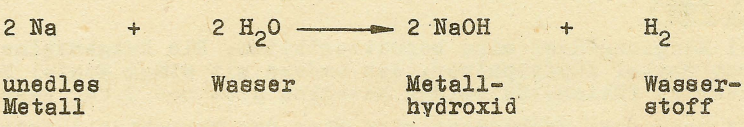
Wasserstoff liegt im Wasser mit der Oxydationszahl +1 vor. Nach der Reaktion besitzt Wasserstoff die Oxydationszahl Null (Reduktion):

$$\overset{\pm 0}{Mg} + \overset{+1-2}{2\ H_2O} \longrightarrow \overset{+2}{Mg(OH)_2} + \overset{\pm 0}{H_2}$$

Da Magnesium Elektronen abgibt, Wasserstoff Elektronen des Magnesiums aufnimmt, spricht man auch von einer Reaktion mit Elektronenübergang.

Kupfer geht keine Reaktion mit Wasser ein.
Ähnlich wie Magnesium reagieren Metalle mit sehr niedrigem Elektronegativitätswert - Metalle, die sehr leicht Elektronen abgeben können. Ein Blick in das Periodensystem läßt vermuten, daß

Metalle wie Natrium, Kalium und Calcium ebenfalls unter Wasserstoffbildung mit Wasser zu Basen reagieren. Da der Elektronegativitätswert der Metalle Natrium und vor allem Kalium besonders niedrig ist, reagieren diese Metalle sehr heftig mit Wasser. Diese Reaktionen sind sehr gefährlich. Wir dürfen diese auf keinen Fall durchführen:



Zwei wichtige Verfahren zur Herstellung von Basen sind uns bekannt. Einige Metalle und Metalloxide setzen sich mit Wasser zu Basen um.

Um Basen von Säuren zu unterscheiden, eignen sich besonders gut Indikatoren.

EXPERIMENT 185 Aus R o t wird G r ü n !

Im Becherglas gibt man zu 10 ml Rotkohlwasser 3 Tropfen Natronlauge. Sofort schlägt der Farbstoff des Rotkohlwassers nach Grün um.

Rotkohlwasser kann wie "Unitest" als Indikator zur Unterscheidung von Säuren und Basen eingesetzt werden.

Indikator	Säuren	Basen
"Unitest"	rot	grün-blau
Rotkohlfarbstoff	rot	grün

EXPERIMENTE 186 bis 188 Bestehen Basen immer aus Metall-Ionen und Hydroxid-Ionen?

Am Stativ sind beide kleinen Klemmhalter in gleicher Höhe so anzubringen, daß das Drahtnetz sicher aufgelegt und der Brenner unter das Drahtnetz gestellt werden kann.

Der Brenner ist noch nicht entzündet! Schutzbrille tragen!

Auf dem Drahtnetz ist das Becherglas abzustellen. In das Becherglas sind 3 Spatel Ammoniumchlorid zu geben. Dieses wird mit 5 Tropfen Natronlauge versetzt. Vorsichtig ist der Geruch über dem Becherglas zu überprüfen.

Du stellst fest: Es wird ein Gas frei, welches stechend riecht. V o r s i c h t ! Dieses Gas führt bei höherer Konzentration zu Tränenfluß.

Wenn wir einen Streifen angefeuchtetes Unitestpapier in dieses Gas halten, schlägt der Indikator sofort nach blau um.

Wir stehen vor einem Problem!

Bisher waren es Metallhydroxide, die basisch reagierten. Nun verursacht plötzlich ein Gas eine basische Reaktion.

Wir arbeiten mit dem Inhalt des Becherglases in den nächsten Experimenten weiter!

Man nimmt in einer Pipette einige Tropfen der Salzsäure auf und hält die Pipette an die Öffnung des Becherglases. Ein kleiner, weißer Faden bewegt sich von der Salzsäure zu den Stoffen des Becherglases hin.

Nun entzünden wir den Brenner und stellen ihn unter das Drahtnetz.
Gleichzeitig halten wir wieder die Tropfpipette mit wenig Salzsäure gefüllt an die Öffnung des Becherglases, wobei ein Tropfen Salzsäure an der Pipettenspitze zu sehen sein muß.

Die Nebelbildung beginnt. Ein Tropfen Salzsäure kann auch in das Becherglas zugetropft werden. Dabei verstärkt sich die Nebelbildung noch etwas.

EXPERIMENT 189 Stechend riechendes Wasser

In ein Reagenzglas mit Seitenrohr gibt man 3 Spatel Ammoniumchlorid. Dazu sind 0,3 cm^3 Natronlauge zu tropfen.

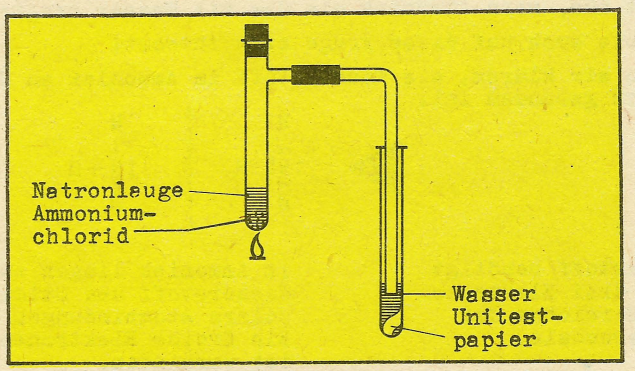


Abb. 60 Wasserlöslichkeit wird nachgewiesen

Das Einleitungsrohr taucht nur 2 mm tief in das Wasser des Reagenzglases ein. Ein 1 cm langes Stück Indikatorpapier wird zu dem Wasser gegeben.

Nun wird die Gasentwicklung im Reagenzglas mit Seitenrohr beschleunigt.

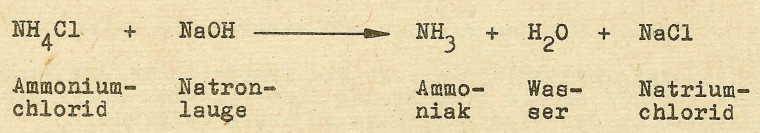
Kurze Zeit später tritt eine kräftige Blaufärbung des Indikator-

papiers ein.
Nach dem Einstellen des Erhitzens kann das Einleitungsrohr bis auf den Reagenzglasboden eingetaucht werden.

Offensichtlich ist das entstandene Gas sehr gut in Wasser löslich, denn das Wasser steigt im Einleitungsrohr nach oben.

Wir müssen unser Wissen erweitern!

Bei der Reaktion von Natronlauge mit Ammoniumchlorid entsteht ein Gas, welches aus Stickstoff und Wasserstoff besteht. Dieses Gas ist für die chemische Industrie von außerordentlich großer Bedeutung! Es handelt sich um die chemische Verbindung
A m m o n i a k .



Offensichtlich muß Ammoniak mit Wasser und angefeuchtetem Indikatorpapier eine chemische Reaktion eingehen, denn das Indikatorpapier zeigte eine kräftige Blaufärbung.

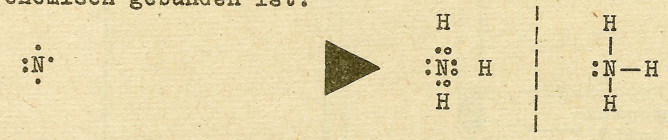
Halten wir nochmals fest:

Metallhydroxide dissoziieren in wäßriger Lösung in Metall-Ionen und Hydroxid-Ionen.
Die Hydroxid-Ionen sind die Ursache für die basische Reaktion.

Was geschieht nun, wenn Ammoniak als Gas mit Wasser reagiert?

BRÖNSTEDT wußte auch auf diese Frage eine Antwort!

Zuerst wollen wir klären, wie Wasserstoff im Ammoniak an Stickstoff chemisch gebunden ist:

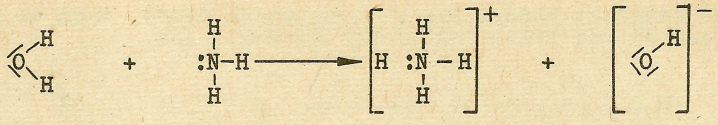


Stickstoff benötigt noch drei Elektronen zum Erreichen der Achterschale.

Im Ammoniak liegen zwischen Wasserstoff und Stickstoff polare Atombindungen vor. Ein freies Elektronenpaar ist vorhanden.

BRÖNSTEDT bestimmte Säuren als chemische Verbindungen, die Protonen abgeben und dabei die Bildung von Hydronium-Ionen verursachen (H_3O^+).

Nach BRÖNSTEDT sind Basen solche Verbindungen, die Protonen aufnehmen. Ammoniak ist nach BRÖNSTEDT auch eine Base, denn folgende Reaktion läuft in wäßriger Lösung ab:



Wasser gibt H^+ als Proton ab.	Ammoniak nimmt ein Proton (H^+) auf.	Ammonium-Ion	Hydroxid-Ion
PROTONEN-SPENDER	PROTONEN-EMPFÄNGER		

$$H_2O + NH_3 \longrightarrow NH_4^+ + OH^-$$

Wir stellen fest:

Wenn Ammoniak als Gas mit Wasser reagiert, entstehen Ammonium-Ionen und vor allem Hydroxid-Ionen. Diese Hydroxid-Ionen sind also die Ursache für die basische Reaktion.

Nach BRÖNSTEDT könnten wir nun auch sagen: Immer dann, wenn, ein Protonenspender (Säure) vorhanden ist, gibt es auch einen Protonenempfänger (Base). Im untersuchten Experiment stimmt diese Gesetzmäßigkeit:

$$H_2O + NH_3 \longrightarrow NH_4^+ + OH^-$$

Säure Base

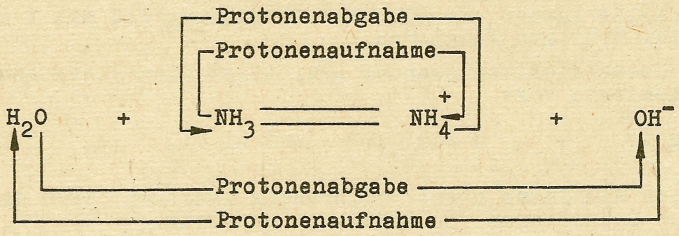
Die vorliegende Reaktion ist umkehrbar:

$$NH_4^+ + OH^- \longrightarrow NH_3 + H_2O$$

PROTONEN-SPENDER PROTONEN-EMPFÄNGER

Säure Base

Zusammengefaßt könnten wir auch schreiben:



Danach reagiert Wasser als ganz schwache Säure, denn es gibt Protonen ab und bildet dabei das Hydroxid-Ion:

$$\underset{\text{Säure (1)}}{H_2O} \longrightarrow H^+ + \underset{\text{Base (1)}}{OH^-}$$

Wasser als Säure steht im Zusammenhang mit dem Hydroxid-Ion als Base. Man spricht in der Fachsprache von einem k o r r e s p o n d i e r e n d e n Säure-Base-Paar.

Ein korrespondierendes Säure-Base-Paar liegt auch zwischen dem Ammoniak als Base und dem Ammonium-Ion als Säure vor:

$$\underset{\text{Base (2)}}{NH_3} + H^+ \rightleftharpoons \underset{\text{Säure (2)}}{NH_4^+}$$

In der von uns untersuchten chemischen Reaktion zwischen Ammoniak und Wasser liegen also zwei Säure-Base-Paare vor. Man könnte also jede Reaktion, die den Protonenübergang beinhaltet, allgemein wie folgt beschreiben:

$$\text{Säure (1)} + \text{Base (2)} \rightleftharpoons \text{Säure (2)} + \text{Base (1)}$$

Diese allgemeine Gleichung gilt auch für die Reaktion von Chlorwasserstoff in Wasser:

$$\underset{\text{Säure (1)}}{HCl} + \underset{\text{Base (2)}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{Säure (2)}}{H_3O^+} + \underset{\text{Base (1)}}{Cl^-}.$$

Nach BRÖNSTEDT kann Wasser sowohl als Säure als auch als Base reagieren. Entscheidend ist, ob Wasser Protonen bei der jeweiligen Reaktion aufnimmt oder abgibt.

Reaktionen mit Protonenübergang bezeichnet man als P r o t o l y s e n . Chemische Verbindungen, die wie zum Beispiel das Wasser in Abhängigkeit vom Reaktionspartner als Säure oder Base reagieren können, nennt man A m p h o l y t e .

EXPERIMENT 190 Wir stellen eine sehr schwache Base her

Im Reagenzglas lassen wir 1 Spatel Aluminiumgrieß mit 1 cm^3 Salzsäure unter Erhitzen reagieren.

Wenn die Gasentwicklung beendet ist, liegt eine klare Lösung von Aluminiumchlorid vor:

$$2\ Al + 6\ HCl \longrightarrow 2\ Al\ Cl_3 + 3\ H_2$$

Sollte sich Aluminium nicht vollständig umsetzen, wird die Lösung durch Dekantieren vom Bodensatz getrennt.
Beim Zugeben einiger Tropfen Natronlauge fällt flockiges, weißes

Aluminiumhydroxid aus, das für den Versuch 191 aufzuheben ist.

$$Al\,Cl_3 + 3\,Na\,OH \longrightarrow Al\,(OH)_3 + 3\,Na\,Cl$$

EXPERIMENT 191 Aluminiumhydroxid reagiert mit Säuren und Basen

Zu einem Teil der aluminiumhydroxidhaltigen Lösung gibt man einige Tropfen Salzsäure.

Die andere Hälfte der Lösung versetzt man mit einigen Tropfen Natronlauge.

In beiden Fällen löst sich Aluminiumhydroxid auf:

$$Al\,(OH)_3 + 3\,HCl \longrightarrow \underset{\text{Aluminium-chlorid}}{Al\,Cl_3} + 3\,H_2O$$

$$Al\,(OH)_3 + NaOH \longrightarrow \underset{\text{Natrium-aluminat}}{Na\,[Al\,(OH)_4]}$$

Aluminium im Aluminiumhydroxid reagiert sowowhl mit Säuren als auch Basen zu Salzen.

Salze bestehen in der Regel aus Metall-Ionen und Säurerest-Ionen.

Im Aluminiumchlorid liegt Aluminium als Metall-Ion (Al^{+++}), also positiv geladen vor.

Das Komplexsalz Natriumaluminat dagegen besteht aus folgenden Ionen:

$$Na^+ + [Al\,(OH)_4]^-$$

Kation Komplexes Anion.

Im Natriumaluminat ist das Aluminium dagegen im komplexen Aluminat-Anion gebunden.

Verbindungen wie zum Beispiel Aluminiumhydroxid, die sowohl mit Säuren als auch Basen zu Salzen reagieren, in denen dann Aluminium als Kation oder Anion vorliegen kann, bezeichnet der Fachmann als a m p h o t e r

EXPERIMENT 192 Elektrolyse von Natriumhydroxidlösung

Für die Elektrolyse von Natriumhydroxidlösung ist die Geräteanordnung nach Abbildung 42 zu verwenden. In das U-Rohr sind 4 cm^3 Natriumhydroxidlösung einzusetzen.

Graphitelektroden werden als Anode und Katode eingesetzt. Wenn mit einer Batterie (4,5 V) elektrolysiert wird, ist das am Kato-

denraum angeschlossene Reagenzglas nach etwa 10 Minuten mit Gas gefüllt. Das am Anodenraum angeschlossene Reagenzglas dagegen weist nur zur Hälfte Gasfüllung auf. Das nahezu mit Gas gefüllte Reagenzglas wird mit der Öffnung an die Brennerflamme gehalten. Die Brennbarkeit des Gases bzw. das Verpuffen sind Anzeichen dafür, daß Wasserstoff aufgefangen wurde.

An der Anode dagegen entsteht Sauerstoff. Läßt man die Elektrolyse noch etwas laufen, kann das Reagenzglas mit Sauerstoff ebenfalls gefüllt werden. Mit der Spanprobe ist Sauerstoff nachweisbar!

Was geschieht? In der Natriumhydroxidlösung befinden sich verschiedene Ionen:

1. $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$

2. $H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$

Wasser hat geringe elektrische Leitfähigkeit. Deshalb liegen auch im Wasser selbst frei bewegliche Ionen vor.

Zur Ionenbildung kommt es dadurch, daß Wassermoleküle als Base (Aufnahme von Protonen) oder Säure (Abgabe von Protonen) mit sich selbst reagieren. Dieses Verhalten wird als A u t o p r o t o l y s e gekennzeichnet. Folgende Ionen sind also in der Natriumhydroxidlösung enthalten:

Na^+	Natrium-Ionen
H_3O^+	Hydronium-Ionen
OH^-	Hydroxid-Ionen.

Hydronium-Ionen und Hydroxid-Ionen werden an der Katode bzw. Anode entladen:

Katode: $4\ H_3O^+ + 4\ e^- \longrightarrow 4\ H_2O + 4\ H$

$4\ H \longrightarrow 2\ H_2$

Anode: $4\ OH^- \longrightarrow 2\ H_2O + 2\ O + 4\ e^-$

$2\ O \longrightarrow O_2$.

Die Natrium-Ionen werden nicht entladen und verbleiben in der Lösung.

Wasserstoff und Sauerstoff entstehen also im Volumenverhältnis 2:1.

EXPERIMENT 193 Gewinnung von Natronlauge

VORÜBERLEGUNGEN

Konzentrierte Natronlauge (33 %ig) gehört zu einem der wichtigsten Ausgangsstoffe der chemischen Industrie. Natronlauge ist

die wäßrige Lösung von Natriumhydroxid, einem festen, weißen, kristallinen Stoff.

Natriumhydroxid kommt in Form von Stangen, Schuppen oder Plätzchen in den Handel.

Verwendung findet Natriumhydroxid zum Beispiel für die Herstellung von Seifen, Feinwaschmitteln und Zellwolle.

DURCHFÜHRUNG

Die pneumatische Wanne ist zu zwei Dritteln mit Wasser gefüllt. 15 cm^3 Kochsalz (Natriumchlorid) sind in dem Wasser zu lösen.

Natronlauge soll also aus Natriumchlorid durch Elektrolyse ähnlich einem wichtigen Verfahren der chemischen Industrie gewonnen werden.

In der wäßrigen Lösung des Natriumchlorids sind folgende Ionen enthalten:

$$NaCl \rightleftharpoons Na^+ + Cl^-$$

$$H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$$

Es ist anzunehmen, daß beim Anlegen von Spannung die positiv geladenen Ionen zur Katode und die negativ geladenen zur Anode wandern. Um diese Ionen eindeutig bei der Elektrolyse zu trennen, wird eine poröse, stromdurchlässige Scheidewand (Diaphragma) eingesetzt.

Als solche können wir zum Beispiel eine gut erhaltene Eierschale einsetzen.

Von einer Eierschalenhälfte wird die innere Haut ordentlich entfernt.

So ist diese als Behältnis für Natriumchloridlösung und gleichzeitig als Diaphragma zu nutzen. Sie wird bis zur Hälfte mit gesättigter Natriumchloridlösung gefüllt. Ein Stück Indikatorpapier legt man in die Lösung.

Die Katode (-) taucht in die Kochsalzlösung der Eierschale, die Anode in die Kochsalzlösung der pneumatischen Wanne ein.

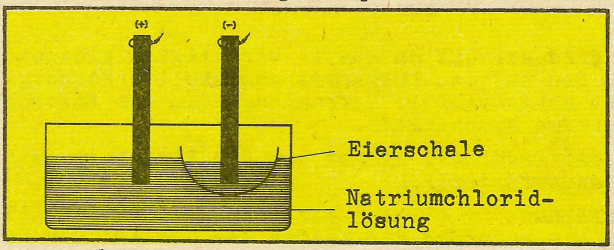


Abb. 61 Gewinnung von Natronlauge nach dem Diaphragmaverfahren

Nun sind die am Stativ auf bekannte Art gehalterten Elektroden mit der Batterie (4,5 V) zu verbinden.

An beiden Elektroden beobachtet man Gasentwicklung. Nach 3 Minuten ist Chlor eindeutig an der Anode (+) durch Geruchsprobe nachzuweisen. Die Bleichwirkung zeigt sich, wenn ein Tropfen Farbstoff zur Anode gegeben oder ein Stück Indikatorpapier in die Nähe der Anode gelegt wird. Beide Farbstoffe werden heller oder bleichen völlig aus. Das Indikatorpapier im Katodenraum beginnt sich bei einsetzender Gasentwicklung langsam blau zu färben.

Die Elektrolyse sollte auf jeden Fall 8 - 10 Minuten laufen. Was für Reaktionen erfolgen bei dieser Elektrolyse?

Zur Anode wandern vor allem die Chlorid-Ionen und werden dort entladen, wobei sich Chlor bildet.

An der Katode entladen sich Hydronium-Ionen zu Wasser und Wasserstoff, während Natrium-Ionen und vorhandene Hydroxid-Ionen Natronlauge bilden.

Katode: $2\ H_3O^+ + 2\ e^- \longrightarrow H_2 + 2\ H_2O$

Anode: $2\ Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2\ e^-$

Die Blaufärbung des Indikators im Katodenraum (Eierschale) ist also auf gebildete Natronlauge zurückzuführen. Die gebildete Natronlauge wird nun weiter untersucht.

EXPERIMENT 194 Reaktion der gebildeten Natronlauge mit Aluminium

In ein Reagenzglas werden zu einem Spatel Aluminiumpulver 5 Tropfen der selbst hergestellten Natronlauge zugetropft.

Da die Natronlauge noch stark verdünnt ist, sind nur wenige Gasblasen, die auf eine chemische Reaktion hindeuten, zu beobachten.

EXPERIMENT 195 Aufkonzentrieren der gewonnenen Natronlauge

Das Drahtnetz wird auf die am Stativ befestigten kleinen Klemmhalter gelegt. Das auf dem Drahtnetz abgestellte Becherglas ist mit 2 ml selbst hergestellter Natronlauge (in der Eierschale) zu füllen. Siedesteine einbringen!

Überprüfe, ob das Drahtnetz sicher auf den Klemmhaltern liegt. Korrigiere, wenn erforderlich!

Natronlauge wird nun v o r s i c h t i g (Schutzbrille tragen!) erhitzt, bis ungefähr die Hälfte des Wassers der Natronlauge verdampft wurde. Der Brenner ist zu löschen.

Einige Tropfen der aufkonzentrierten Natronlauge werden nochmals zu etwas Aluminiumpulver getropft, Die Gasentwicklung ist nun weitaus kräftiger.

In Abhängigkeit von der Konzentration kann also in diesem Falle die Reaktionsgeschwindigkeit und damit die Bildung von Wasserstoff zum Beispiel erhöht werden.

EXPERIMENTE 196 bis 197 Kupferhydroxid

Im folgenden Experiment benötigen wir 1 cm^3 verdünnte Kupfer(II)-salzlösung. Im Experiment 143 hatten wir Kupfer(II)-chloridlösung bzw. Kupfer(II)-chloridkristalle hergestellt, die jetzt verwendet werden könnten. Solltest Du diese chemische Verbindung nicht mehr besitzen, so kann Kupfer(II)-chlorid-Lösung durch Kupfer(II)-sulfatlösung, die wir auf chemischem Wege herstellen können, ersetzt werden.

1 Spatel Kupferpulver wird dazu auf dem Ende der Magnesiarinne intensiv erwärmt. Das gebildete Kupferoxid gibt man in ein Reagenzglas und tropft 1 cm^3 Schwefelsäure hinzu.
Es bildet sich hellblaue Kupfer(II)-sulfatlösung:

$$CuO + H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + H_2O$$

Kupfer(II)-oxid — Schwefelsäure — Kupfer(II)-sulfat — Wasser

Durch vorsichtiges Erwärmen verstärkt sich die Blaufärbung der Kupfer(II)-sulfatlösung.

Die entstandene Lösung ist durch Dekantieren vom Bodensatz zu trennen.

Tropft man zu 0,3 cm^3 Kupfer(II)-sulfatlösung oder Kupfer(II)-chloridlösung Natronlauge, so bildet sich ein blauer, gallertartiger Niederschlag von Kupfer(II)-Hydroxid:

$$Cu^{2+} + SO_4^{2-} + 2\,Na^+ + 2\,OH^- \longrightarrow Cu(OH)_2 + 2\,Na^+ + SO_4^{2-}$$

Dieser Niederschlag wird im Experiment 198 benötigt.

EXPERIMENT 198 Auflösen eines Niederschlages

Um den Niederschlag auflösen zu können, wird das stechend riechende Gas Ammoniak benötigt (vgl. Experiment 186).

Dazu gibt man in ein am Stativ befestigtes Reagenzglas mit Seitenrohr 5 Spatel Ammoniumchlorid und 0,5 cm^3 Natronlauge. Am Seitenrohr ist ein Einleitungsrohr (trocken) angeschlossen, welches in das mit Kupfer(II)-hydroxid gefüllte Reagenzglas eintaucht. Das Einleitungsrohr endet knapp über der Kupfer(II)-sulfatlösung, taucht also nicht in diese Lösung ein.

Das Reagenzglas mit Seitenrohr wird mit einem Gummistopfen verschlossen und 1 Minute v o r s i c h t i g so erhitzt, daß keine Flüssigkeit überläuft.

Das angeschlossene Reagenzglas wird nun vom Einleitungsrohr entfernt und mit einem Gummistopfen verschlossen.
Durch kräftiges Schütteln löst sich das Ammoniakgas im Wasser und reagiert mit dem Kupferhydroxid.

Der Niederschlag löst sich auf. Es bildet sich eine tiefblaue Lösung. Eine komplexe chemische Verbindung hat sich gebildet:
$Cu(NH_3)_4^{++}$ + 2 OH^- (Tetramminkupfer(II)-hydroxid).

EXPERIMENT 199 Eisen(II)-hydroxid

Ein Spatel Eisen(II)-sulfat wird in 1 cm^3 Wasser im Reagenzglas gelöst. Bei Zugabe einiger Tropfen Natronlauge zur Eisen(II)-sulfat-Lösung bildet sich ein grüner, flockiger Niederschlag von Eisen(II)-hydroxid:

$$Fe^{2+} + 2\ OH^- \longrightarrow Fe(OH)_2.$$

EXPERIMENT 200 Weinsäure verhindert die Eisen(II)-hydroxidbildung

Zu 1 cm^3 Eisen(II)-sulfatlösung werden einige Kristalle Weinsäure gegeben. Das Reagenzglas ist nach Verschluß mit einem Gummistopfen kräftig zu schütteln.

Nun gibt man ebenfalls einige Tropfen Natronlauge hinzu.

Es entsteht kein Eisen(II)-hydroxid.

Weinsäure bildet mit den Eisen(II)-Ionen eine Verbindung, die sehr gut wasserlöslich ist.

EXPERIMENT 201 Eisen(II)-hydroxidbildung durch E l e k t r o l y s e

In das U-Rohr füllt man 4 cm^3 Kochsalzlösung und taucht als Elektroden 2 große Eisennägel in die Kochsalzlösung beider Schenkel des U-Rohres.

Bei Anlegen von Spannung (4,5 V-Batterie) erfolgt an der Katode Wasserstoffentwicklung. Gleichzeitig bilden sich blaßgrüne Flocken von Eisen(II)-hydroxid.

Katode: $2\ H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$

$$2\ H_3O^+ + 2\ e^- \longrightarrow 2\ H_2O + H_2$$

Da an der Katode ständig Hydronium-Ionen durch Elektronenaufnahme zu Wasserstoff und Wasser umgesetzt werden, nimmt die Konzentration an Hydroxid-Ionen ständig zu.

Anode: Fe $\longrightarrow$ Fe^{2+} + 2 e^-.

Eisen(II)-Ionen wandern zur Katode und reagieren mit den Hydroxid-Ionen, die im Verlaufe der Elektrolyse im Überschuß vorhanden sind:

$$Fe^{2+} + 2\ OH^- \longrightarrow Fe(OH)_2$$

EXPERIMENT 202 Neutrale Reaktion

Bisher lernten wir Stoffe kennen, die sauer oder basisch reagierten.

Wie reagiert nun aber Wasser selbst, mit dem wir bisher viele Experimente durchführten?

Untersuchen wir normales Leitungswasser mit dem Indikator "Unitest". Es ist festzustellen, daß "Unitest" keinen Farbumschlag anzeigt.

Wie kann dieses Verhalten erklärt werden?

Vergleichen wir Wasser mit Säuren und Basen!

Formel	Verhalten in wäßriger Lösung	Art der Reaktion
HCl	+ H_2O $\longrightarrow$ H_3O^+ + Cl^-	sauer
H_2O	+ H_2O $\longrightarrow$ H_3O^+ + OH^-	neutral
NH_3	+ H_2O $\longrightarrow$ NH_4^+ + OH^-	basisch

Aufgrund der Autoprotolyse liegen im Wasser Hydronium-Ionen und Hydroxid-Ionen mit gleicher Molanzahl vor.

Wasser reagiert also nicht sauer und auch nicht basisch. Wasser verhält sich neutral.

Wir sagen also:

Im Wasser ist die Konzentration (c) der vorliegenden Ionen gleich

$$c_{H_3O^+} = c_{OH^-}\ .$$

Mit der Autoprotolyse des Wassers liegt eine umkehrbare chemische Reaktion vor. Es bildet sich ein chemisches Gleichgewicht zwischen den Wassermolekülen und den Ionen des Wassers heraus. Da aber die Bildung der Hydronium- und Hydroxid-Ionen im Wasser sehr gering ist, ist dieses Gleichgewicht stark auf die Seite des undissoziierten Wassers verschoben. Es liegen also sehr

wenig Ionen vor!
Im neutral reagierenden Wasser sind 10^{-7} mol/l H_3O^+-Ionen und 10^{-7} mol/l OH^--Ionen enthalten.
Das Ionenprodukt (K_w) des Wassers läßt sich also wie folgt angeben:

$$c_{H_3O^+} \cdot c_{OH^-} = K_w$$

$$10^{-7} \text{ mol/l} \cdot 10^{-7} \text{ mol/l} = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2.$$

Im gereinigten, destillierten Wasser beträgt also die H_3O^+-Ionenkonzentration 10^{-7} mol/l.
In einer sauren Lösung ist die H_3O^+-Ionenkonzentration größer als 10^{-7} mol/l.
10^{-7} (Exponent) bedeutet: $\frac{1}{10\ 000\ 000}$. Es sind also in einem Liter Wasser sehr wenig H_3O^+-Ionen vorhanden. Liegt der Wert der Ionenkonzentration bei 10^{-5} mol/l für die H_3O^+-Ionen, so ist die Ionenkonzentration der Hydroxid-Ionen mit 10^{-9} anzugeben:

Was bedeutet dies?

$$c_{H_3O^+} = 10^{-5} \text{ mol/l} = \frac{1}{100\ 000}$$

$$c_{OH^-} = 10^{-9} \text{ mol/l} = \frac{1}{1\ 000\ 000\ 000}$$

Die vorliegende Lösung enthält mehr H_3O^+-Ionen als OH^--Ionen. Die Lösung reagiert sauer.

Der dänische Chemiker SÖRENSEN (1868 - 1939) leistete grundlegende Arbeiten zur Messung der Konzentration der Hydronium-Ionen in wäßrigen Lösungen. Er führte den Begriff des "pH-Wertes" ein. Der Exponent der H_3O^+-Ionenkonzentration dient als Wert zur Bestimmung des Charakters einer vorliegenden Lösung.

H_3O^+-Ionenkonzentration in mol/l	pH-Wert	Charakter der Lösung	Farbe des Indikators "Unitest" (Farbskala für Unitest)
10^{-7}	7	neutral	gelb
$< 10^{-7}$	< 7	sauer	rot-orange
$> 10^{-7}$	> 7	basisch	grün-blau

Besitzt eine Lösung den pH-Wert 9, so liegen Hydroxid-Ionen im Überschuß vor. Die Lösung reagiert schwach basisch.

Dagegen würde eine Lösung mit dem pH-Wert 13 eine starke Blaufärbung des Indikatorpapiers "Unitest" bewirken.

EXPERIMENT 203 pH-Wert-Bestimmung von Säuren und Basen

Die Farbskala auf der Verpackung des Unitest-Indikatorpapiers ermöglicht es, den pH-Wert und damit die Konzentration der Hydronium-Ionen in wäßrigen Lösungen zu erkennen.

Dazu können die Säuren und Basen des Experimentierkastens sowie solche, die im Haushalt vorrätig sind, untersucht werden.

EXPERIMENT 204 Neutralisation

In das Becherglas geben wir 10 Tropfen Natronlauge. Mit Wasser ist das Becherglas auf 10 cm^3 zu füllen.

Ein 1 cm langes Stück Indikatorpapier zeigt sofort durch Blaufärbung Überschuß von Hydroxid-Ionen, eine basische Reaktion an. Der pH-Wert der Lösung läßt sich mit Hilfe der Farbskala bestimmen.

Nun wird ein Tropfen Salzsäure unter Rühren mit Hilfe des vorher gesäuberten Spatels zugegeben.

Bei weiterem v o r s i c h t i g e n Zutropfen von Salzsäure zu Natronlauge beginnt die Farbe des Indikatorpapiers nach Gelb umzuschlagen. Die vorliegende Lösung reagiert nicht mehr basisch. Sie reagiert neutral.

Was ist geschehen?

$$Na^+ + OH^- + H_3O^+ + Cl^- \longrightarrow Na^+ + Cl^- + 2H_2O$$

Natriumhydroxid + Salzsäure ⟶ Natriumchlorid + Wasser

Base + Säure ⟶ Salz + Wasser

Eine Base reagierte bei der erfolgten chemischen Reaktion mit einer neutralen Lösung, vorausgesetzt, daß mit gleichkonzentrierten Lösungen und gleichen Mengen gearbeitet wird, in welcher Wasser und frei bewegliche Ionen enthalten sind. Man bezeichnet diese Art von Reaktion als N e u t r a l i s a t i o n .

Der Punkt, an dem die Konzentration der Hydroxid-Ionen mit der Konzentration der Hydronium-Ionen übereinstimmt, wird auch als Ä q u i v a l e n z p u n k t bezeichnet.

Wenn wir uns die Reaktionsgleichung zur Neutralisation der Natronlauge mit Salzsäure nochmals ansehen, so erkennen wir Wesentliches! Eigentlich reagieren bei der Neutralisation die Hydroxid-Ionen, indem sie Protonen der Hydronium-Ionen aufnehmen, als Basen.

Die Hydronium-Ionen dagegen reagieren als Protonenspender wie Säuren.

Vereinfacht könnte also die Neutralisation wie folgt gekennzeichnet werden:

$$H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2\ H_2O.$$

Gleichzeitig stellt die Neutralisation von Basen durch Säuren oder umgekehrt ein wichtiges Verfahren zur Herstellung von Salzen dar. Im Experiment 206 untersuchen wir das Reaktionsprodukt der Reaktion von Natronlauge mit Salzsäure. Die Lösung kann im Erlenmeyerkolben ohne das Indikatorpapier aufbewahrt werden!

EXPERIMENT 205 Neutralisation von Calciumhydroxid durch Schwefelsäure

1 Spatel Calciumoxid wird im Becherglas in 10 ml Wasser gelöst. Nach Absetzen des ungelösten Calciumoxids sind 3 cm^3 Calciumhydroxidlösung in ein Meßreagenzglas mit der Pipette einzufüllen.

In das gesäuberte Becherglas werden nun die 3 cm^3 Calciumhydroxidlösung überführt. Ein Stück Indikatorpapier wird zugegeben.

Nun erfolgt die Neutralisation mit 1 Tropfen Schwefelsäure.

1 Tropfen Schwefelsäure führt dazu, daß die Farbe des Indikatorpapiers nach Gelb umschlägt.

Calciumhydroxidlösung reagiert schwach basisch, es sind also wenig OH^- - Ionen vorhanden.

12 SALZE ALS IONENKRISTALLE

Verschiedene Salze sind in Deinem Experimentierkasten enthalten. Salze sind in großen Mengen im Meerwasser gelöst.

Salzlagerstätten haben sich im Verlaufe der Erdentwicklung durch Verdunsten von Meerwasser gebildet. Die gelösten Salze lagerten sich dabei aufgrund ihrer unterschiedlichen Löslichkeit in verschiedenen Schichten ab. Diese Schichten sind teilweise mehrere hundert Meter mächtig.

Salze werden zum Beispiel bergmännisch abgebaut, um sie in der Industrie, Landwirtschaft oder auch im Haushalt einzusetzen.

In unserem Kasten sind Ammoniumsalze (Ammoniumchlorid, Ammoniumcarbonat) enthalten. Diesen Ammoniumsalzen kommt als Stickstoffdüngemittel große Bedeutung in der Landwirtschaft zu.

Eisen(II)-sulfat findet zahlreiche technische Verwendungen, z.B. spielt es eine Rolle bei der Tintenherstellung und in der Färberei.

Kaliumnitrat ist als Düngemittel ein wertvolles Salz. Außerdem

ist es ein wichtiger Bestandteil des "Schwarzpulvers".

Über Kaliumpermanganat haben wir schon viel Wissenswertes bei der Durchführung von Experimenten erfahren.

Kobalt(II)-chlorid wird uns in einigen Experimenten noch sehr beschäftigen. Dieses Salz dient zur Herstellung von "Geheimschriften".

Natriumcarbonat gibt es in der Natur in großen Mengen. Es wird auch als Soda bezeichnet. Bedeutsam sind die Sodavorkommen im Magadi-See (Kenia). Der Sodagehalt wird auf 200 Millionen t geschätzt. Soda kommt z.B. in der Seifen- und Glasindustrie zur Anwendung.

Weitere Salze sind mit Natriumsulfat, Natriumtetraborat und Natriumsilicat enthalten, über deren Bedeutung und Eigenschaften wir bei der Durchführung von Experimenten mehr erfahren werden.

12.1. AUFBAU UND DARSTELLUNG VON SALZEN

EXPERIMENT 206 Gewinnung des Kochsalzes

Im Experiment 204 stellten wir eine neutral reagierende Lösung her, in der das Wasser Natrium-Ionen und Chlorid-Ionen enthalten sollte.

Das Drahtnetz wird in geeigneter Höhe auf die Klemmhalter gelegt. Im Becherglas ist die Lösung aus Experiment 204 zu erhitzen (Schutzbrille!). Gegen Ende des Experiments, wenn die Lösung zu spritzen beginnt, ist das Erhitzen zu unterbrechen. Die nun vorliegende konzentrierte Lösung ist zu teilen. Ein Teil der Lösung ist auf das Uhrglas zu geben, der Rest wird völlig im Becherglas eingedampft.

Eine weiße, kristalline Substanz, das Kochsalz, bleibt zurück. Wasser ist verdampft worden.

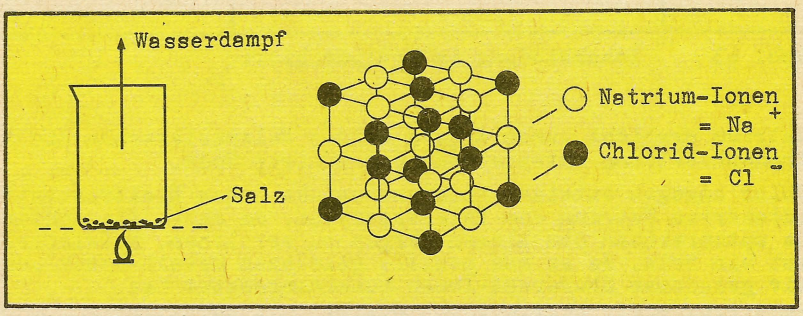


Abb. 62 Bildung von Natriumchlorid

Nach eintägigem Stehen der Salzlösung sind auf dem Uhrglas durchsichtige, würfelförmige Kristalle des Natriumchlorids zu sehen.

In den Kristallen des Natriumchlorids sind Natrium-Ionen und Chlo-

rid-Ionen in einem Gitter, dem Kristallgitter, angeordnet. Die elektrisch entgegengesetzt geladenen Ionen ziehen sich im Kristall gegenseitig an. Jedes Natrium-Ion ist von mehreren Chlorid-Ionen umgeben. Alle Ionen im Gitter sind regelmäßig angeordnet.

Da bei der Umsetzung von Natronlauge mit Salzsäure H_3O^+- und OH^- - Ionen im Zahlenverhältnis 1:1 reagieren, liegen im Gitter die Natrium- und Chlorid-Ionen ebenfalls im Zahlenverhältnis 1:1 vor.

Der Zusammenhalt der Ionen ist auf elektrostatische Anziehungskräfte zwischen den unterschiedlich geladenen Ionen zurückzuführen.

Ähnlich wie beim Magnesiumoxid ist der Natriumchloridkristall nach außen elektrisch neutral, obwohl er aus Ionen aufgebaut wird. Man bezeichnet sowohl den Natriumchloridkristall als auch alle anderen Salzkristalle als Ionenkristalle im Unterschied z.B. zu den Metallkristallen.

Entsprechend der Bildung von Magnesiumoxid durch vollständige Abgabe von Valenzelektronen (vgl. Abb. 40) erreichen auch die Bindungspartner im Natriumchlorid einen stabilen Zustand, die Achterschale:

	Natrium (Na)	Chlor (Cl)	Natriumchlorid
Bindungspartner	Na° → :Cl:		$[Na]^+$ $[:Cl:]^-$
ENW	0,9	3,0	Na^+ Cl^-
Differenz der ENW	2,1 > 1,7		regelmäßig im Ionenkristall angeordnet

Abb. 63 Ionenbindung im Natriumchlorid

Natrium erreicht durch Abgabe seines Valenzelektrons die Elektronenbesetzung entsprechend dem Edelgas Neon.

Chlor dagegen entzieht aufgrund seines hohen Elektronegativitätswertes Natrium das Valenzelektron, um dabei die Achterschale entsprechend dem Element Argon zu erreichen. Natriumchlorid ist ein Salz, da es aus positiv geladenen Metall-Ionen und negativ geladenen Säurerest-Ionen zusammengesetzt ist.

Sämtliche Salze bestehen aus Metall- und Säurerest-Ionen. Die Form und die Farbe der Ionenkristalle sind abhängig von der Art der beteiligten Ionen. Der Name der Salze leitet sich daher wie folgt ab:

Formel	Name und Wertigkeit des Metalls	Name des Säurerest-Ions	Name
KNO_3	Kalium	nitrat	Kaliumnitrat
Na_2CO_3	Natrium	carbonat	Natriumcarbonat
$FeSO_4$	Eisen(II)-	sulfat	Eisen(II)-sulfat
$Fe_2(SO_4)_3$	Eisen(III)-	sulfat	Eisen(III)-sulfat

Die Wertigkeit des Metalls im Salz ist nur dann in den Namen einzubeziehen, wenn das Metall in unterschiedlichen Wertigkeiten vorkommen kann.

EXPERIMENT 207 Kochsalz reagiert neutral

Ein Spatel Kochsalz (Natriumchlorid) gibt man auf das Uhrglas und löst es in Wasser. Indikatorpapier verändert seine Farbe nicht.

EXPERIMENT 208 Kochsalzlösung leitet den elektrischen Strom

Das Uhrglas ist zu trocknen. 5 Spatel Kochsalz werden auf das Uhrglas gegeben. Das feste Salz ist nun auf elektrische Leitfähigkeit zu untersuchen, indem das Salz an die Graphitelektroden gehalten wird (siehe Experiment 182).

Die Glühlampe leuchtet nicht auf.

Gibt man zu dem Kochsalz tropfenweise Wasser, leitet die entstehende Kochsalzlösung den elektrischen Strom. Die Glühlampe beginnt zunehmend stärker aufzuleuchten. Für diese Beobachtung suchen wir eine Erklärung!

Auf jeden Fall können wir sagen, daß die Ionen des Kochsalzes im Ionenkristall fest gebunden sind, denn festes Kochsalz leitet nicht den elektrischen Strom. Erst durch den Einfluß der Wassermoleküle erfolgt die Loslösung der Ionen aus dem Gitter. Wir beobachten die Auflösung der Kristalle, das Ionengitter bricht zusammen.

Die Wassermoleküle übernehmen dabei eine entscheidende Funktion. Sie bilden um die Ionen eine Wasserhülle. Dabei werden die Anziehungskräfte der unterschiedlich geladenen Ionen untereinander aufgehoben.

In Abb. 41 wird die Herausbildung von Polen im Wassermolekül erläutert. Wasser ist ein Dipolmolekül. Je nach Ladung der Ionen im Ionengitter richten sich die Pole der Wassermoleküle aus und lösen so die Ionen aus dem Ionengitter heraus.

In der vorliegenden Lösung sind nach der Dissoziation des Natriumchlorids frei bewegliche Ionen vorhanden, die zur Leitfähigkeit

der Natriumchloridlösung führen.

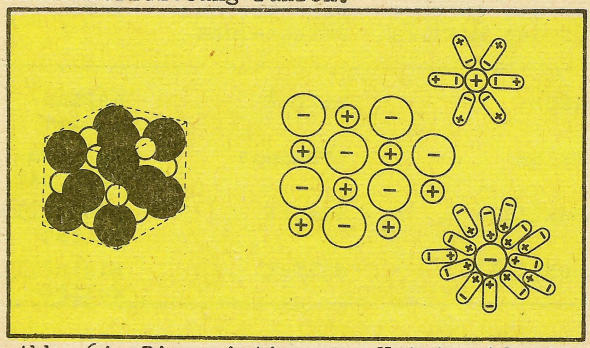


Abb. 64 Dissoziation von Natriumchlorid

EXPERIMENTE 209 und 210 Grenzen des Lösungsvermögens von Wasser und "eisblumenartigen" Kristallen

Ein Reagenzglas ist zu einem Drittel mit Wasser zu füllen. Das Reagenzglas wird mit dem Reagenzglashalter schräg in die Brennerflamme gehalten und bis zum Sieden erhitzt (Schutzbrille!). Zu dem erhitzten Wasser wird so lange Natriumsulfat zugegeben, bis sich im Reagenzglas trotz des immer wieder neu erhitzten Wassersungelöstes Salz am Reagenzglasboden ansammelt. Die heiße Natriumsulfatlösung ist gesättigt.

Die heiße Salzlösung wird nun in ein gesäubertes, trockenes Reagenzglas überführt.

Darin ist die Salzlösung unter fließendem Wasser abzukühlen. Es bilden sich eisblumenartige Natriumsulfatkristalle. Sollte diese Erscheinung nicht wahrzunehmen sein, gibt man einige Natriumsulfatkristalle in die übersättigte Lösung. Diese Kristalle wirken als Kristallisationskeime. Das Auskristallisieren des Natriumsulfats beginnt!

Wir halten fest:

Die Löslichkeit von Salzen ist abhängig von der Temperatur. Bei heißem Wasser ist die Löslichkeit des Natriumsulfats größer. Deshalb kristallisiert bei Zimmertemperatur überschüssig gelöstes Natriumsulfat aus.

EXPERIMENT 211 K r i s t a l l w a s s e r

In einigen Salzkristallen ist Wasser verborgen. Schnell können wir die Behauptung experimentell beweisen.

In ein trockenes Reagenzglas gibt man 1 Spatel Kobalt(II)-chlorid. Durch die Brennerwärme wird aus den Kobalt(II)-chloridkristallen Wasser ausgetrieben. Gleichzeitig verändert sich die Farbe des Salzes.

Wassermoleküle sind im Kristallgitter des untersuchten Salzes im bestimmten Verhältnis zu Kobalt(II)-Ionen und Chlorid-Ionen eingebaut.

Die Formel für Kobalt(II)-chlorid (rot) lautet deshalb $CoCl_2 \cdot 6\ H_2O$. Beim Erwärmen auf etwa 35 °C wird das Kristallwasser ausgetrieben, und es entsteht wasserfreies $CoCl_2$.

EXPERIMENT 212 G e h e i m n i s v o l l e Tinte

Im Becherglas gibt man zu 10 ml Wasser einige Kristalle Kobalt(II)-chlorid. Löse das Salz durch Umrühren mit dem Spatel völlig auf. Es entsteht eine rosafarbene Lösung. Diese Lösung kann als Tinte verwendet werden.

Mit einem Federhalter, der vorher gesäubert wurde, kann auf weißem Papier geschrieben werden. Nachdem die Tinte eingetrocknet ist, kann keine Schrift erkannt werden. Erst nach vorsichtigem Erwärmen auf einer warmen Ofenplatte oder über der Brennerflamme erscheint plötzlich eine blaue Schrift.

EXPERIMENT 213 H o k u s p o k u s !

Wird die blaue Schrift in Wasserdampf gehalten oder wird sie mit Hilfe eines Haarsprühers mit Wasser fein besprüht, verschwindet die Schrift.

Auch durch längeres Anhauchen kann das Verschwinden der Schrift beschleunigt werden.

Beim Erhitzen jedoch wird die Schrift wieder sichtbar.

$CoCl_2$	Erwärmen ⟶ ⟵ Wasserdampf	$CoCl_2$
mit Wasser		ohne Wasser
farblos		blau

Eine stark verdünnte Kobalt(II)-chloridlösung ist als sympathetische (geheimnisvolle) Tinte unter den Kennern der Chemie bekannt.

Die chemische Reaktion zwischen dem Kobalt(II)-chlorid mit und ohne Wasser verläuft jedoch weitaus komplizierter, als wir es dargestellt haben.

EXPERIMENT 214 W e t t e r p r o p h e t

Die unterschiedliche Färbung von Kobalt(II)-chlorid in Abhängigkeit von der Luftfeuchtigkeit kann man zur Wettervoraussage nutzen. In das Becherglas sind zu 0,5 cm^3 Kobalt(II)-chlorid 1,5 cm^3

warmes Wasser und 3 Tropfen Glycerol zu geben. 1 Spatel Gelatine, die im Haushalt zum Einsatz kommt und 1 Spatel Kochsalz sind zuzusetzen. Die Lösung wird v o r s i c h t i g erhitzt.

Nach dem Abkühlen wird ein Stück Pappe oder eine Glasplatte mit der hergestellten Lösung bestrichen.

Werden die beschichtete Pappe oder Glasplatte an einer geschützten Stelle an der Luft aufgehangen, so zeigt Blaufärbung gutes, trockenes Wetter an. Die Wahrscheinlichkeit von Regenfällen ist damit sehr gering.

Sobald jedoch die Luftfeuchtigkeit zunimmt, entsteht wasserhaltiges rotes Kobalt(II)-chlorid.

EXPERIMENTE 215 bis 216 Reagieren alle Metalle mit verdünnter Schwefelsäure?

Wir wollen die Metalle Zink, Eisen und Kupfer mit verdünnter Schwefelsäure (7,5 %ig) reagieren lassen.

Dazu wird jeweils in einem Reagenzglas ein halber Spatel des Metallpulvers mit 1 cm^3 Schwefelsäure versetzt. Verdünnte Schwefelsäure reagiert mit Zink und Eisen unter Gasentwicklung. Das Metall wird dabei verbraucht.

Wie wir schon wissen, kann Wasserstoff durch die Reaktion von Säuren mit unedlen Metallen dargestellt werden:

$$Zn + H_2SO_4 \longrightarrow Zn^{2+} + SO_4^{2-} + H_2$$

Zinksulfat

$$Fe + H_2SO_4 \longrightarrow Fe^{2+} + SO_4^{2-} + H_2$$

Eisen(II)-sulfat.

Beim v o r s i c h t i g e n Eindampfen der Lösungen (Schutzbrille!), in denen sich die Ionen der entsprechenden Salze befinden, kristallisieren die Salze (Sulfate) aus. (Reagenzglas beim Erhitzen nahezu horizontal halten!)

Aus der hellgrünen Lösung des Eisen(II)-sulfats kristallisieren zum Beispiel hellgrüne Eisen(II)-sulfatkristalle aus.

Wir stellen fest:

Sulfate können durch die Reaktion von unedlen Metallen mit verdünnter Schwefelsäure hergestellt werden. Kupfer reagiert ähnlich anderen Halbedel- und Edelmetallen nicht mit verdünnter Schwefelsäure.

Unser Wissen anwendend könnten die erfolgten Reaktionen auch anders beschrieben werden:

$$Fe + 2\ H_3O^+ + SO_4^{2-} \longrightarrow Fe^{2+} + So_4^{2-} + H_2 + 2\ H_2O.$$

Eisen wird bei dieser Reaktion oxydiert, und die Hydroniumionen werden reduziert.

EXPERIMENT 217 C h l o r i d e

Jeweils 1/2 Spatel Magnesium- und Aluminiumpulver sind getrennt in ein Reagenzglas zu geben, mit 10 Tropfen Salzsäure zu versetzen, und das Reagenzglas mit Aluminiumpulver und Salzsäure ist v o r s i c h t i g zu erhitzen. Es tritt ebenfalls eine Gasentwicklung ein. Die Metalle werden umgesetzt. In den farblosen Lösungen befinden sich Metall-Ionen und Säurerest-Ionen.

Sollten die Metalle nicht vollständig umgesetzt sein, können durch Dekantieren Metall und Salzlösung getrennt werden. Ähnlich wie im Experiment 215 sind die Salzlösungen einzudampfen (Schutzbrille!).

Auch bei der Reaktion von Salzsäure mit unedlen Metallen liegt eine Redoxreaktion vor:

$$Mg + 2\,HCL \longrightarrow Mg^{2+} + 2\,Cl^- + H_2$$

$$2\,Al + 6\,HCl \longrightarrow 2\,Al^{3+} + 6\,Cl^- + 3\,H_2$$

Wir stellen fest:

Salze bzw. ihre Lösungen sind darstellbar durch die Umsetzung unedler Metalle mit verdünnten Säuren.
Kupferpulver reagiert nicht mit Salzsäure.

Welche Möglichkeit gibt es, in kleinen Mengen Kupfersalze darzustellen? Eine Möglichkeit kennen wir mit der Umsetzung von Kupfer mit Chlor zu Kupfer(II)-chlorid.

EXPERIMENT 218 Oxide reagieren mit Säuren

1 kleiner Span Magnesium oder 1 Spatel Magnesiumpulver sind auf der Magnesiarinne zu erhitzen. Etwas von dem Magnesiumoxidpulver wird in einem Reagenzglas mit 10 Tropfen Salzsäure versetzt. Das Reagenzglas ist v o r s i c h t i g zu erwärmen. Gasbildung ist nicht zu beobachten. Magnesiumoxid setzt sich jedoch mit Salzsäure um.

Die entstehende farblose Lösung ist wiederum vorsichtig einzudampfen. Es scheidet sich als weißes Salz Magnesiumchlorid ab.

$$2\,Mg + O_2 \longrightarrow 2\,MgO$$

$$MgO + 2\,H^+ + 2\,Cl^- \longrightarrow Mg^{2+} + 2\,Cl^- + H_2O$$

EXPERIMENT 219 Kupfer(II)-chlorid
über Umweg hergestellt

Auf einer Magnesiarinne ist 1 Spatel Kupferpulver kräftig bis zur völligen Umsetzung zu Kupfer(II)-oxid (schwarz) zu erhitzen.

Kupfer(II)-oxid ist im Reagenzglas mit 0,5 cm^3 Salzsäure zu versetzen und v o r s i c h t i g zu erhitzen.

Gasentwicklung ist bei der Umsetzung des Oxids mit einer verdünnten Säure nicht festzustellen. Jedoch beginnt sich die Lösung über dem Kupfer langsam zu färben.

Es bildet sich eine Kupfersalzlösung, die grün gefärbt ist.

$$2\,Cu + O_2 \longrightarrow 2\,CuO$$

$$CuO + 2H^+ + 2Cl^- \longrightarrow Cu^{2+} + 2\,Cl^- + H_2O$$

Bei längerem Stehen (24 Stunden) verstärkt sich die Grünfärbung der Kupfer(II)-chloridlösung.

Gibt man die konzentrierte Kupfer(II)-salzlösung auf das Uhrglas, bilden sich ebenfalls nach längerem Stehen Kupfer(II)-chloridkristalle.

Kupfersalze sind g i f t i g !

EXPERIMENT 220 Kupfer(II)-sulfat

Wie im Experiment 219, oxydieren wir 2 Spatel Kupferpulver. Im Becherglas versetzen wir das hergestellte Kupfer(II)-oxid mit 2 cm^3 Schwefelsäure und erhitzen v o r s i c h t i g .

Es entsteht eine deutlich blaugefärbte Kupfer(II)-sulfatlösung. Diese Lösung engen wir vorsichtig bis zur Hälfte ein und lassen die konzentrierte Lösung bis zum Aufkristallisieren formschöner, blauer Kupfer(II)-sulfatkristalle stehen. Der Vorgang der Kristallisation dauert längere Zeit!

Die Kupfersalze sind für die Experimente 231, 232 und 233 aufzuheben!
Beschrifte das Aufbewahrungsgefäß eindeutig (G i f t) !

EXPERIMENT 221 Herstellen von Salpetersäure

GERÄTE: Reagenzglas mit Seitenrohr, Gummistopfen, Destillationsvorlage (Abb. 4), Brenner, Tropfpipette, Stativ, Spatel, Schutzbrille

CHEMIKALIEN: Schwefelsäure, Kaliumnitrat

DURCHFÜHRUNG

Statt eines Destillierkolbens (vgl. Abb. 4) wird an die Destil-

lationsvorlage ein Reagenzglas mit Seitenrohr angeschlossen. Beide Apparate werden so am Stativ befestigt, daß der Brenner gut unter das Reagenzglas mit Seitenrohr zu stellen ist.

Das Reagenzglas mit Seitenrohr ist mit 6 Spatel Kaliumnitrat und 6 Tropfen Schwefelsäure zu füllen und dann mit dem Gummistopfen zu verschließen.

Wichtig ist, daß das Kühlrohr mit dem Seitenrohr des Reagenzglases und dem Einleitungsrohr so verbunden ist, daß die Rohrenden fast aufeinanderstoßen. Die entstehende Salpetersäure sammelt sich so nicht in den Schlauchstücken.

Das Einleitungsrohr der Destillationsvorlage reicht bis zum Boden des Reagenzglases mit Seitenrohr.

Es wird nun v o r s i c h t i g das Reagenzglas mit Seitenrohr erhitzt. Zuerst sammelt sich in der Destillationsvorlage Wasser an. Dann jedoch beginnt sich die Apparatur mit einem braunen Gas zu füllen. Wichtig ist, daß sich dieses Gas im Wasser des Reagenzglases mit Seitenrohr der Destillationsvorlage löst. Dieses Gas ist g i f t i g !

Es bildet sich Salpetersäure. Auch beim Umgang mit Salpetersäure ist immer die Schutzbrille zu tragen!

Nach Abschluß der Reaktion wird der Kühler mit 2 Tropfen Wasser ausgespült. Die sich bildende Salpetersäure ist ebenfalls in die Vorlage zu geben. Das restliche braune Gas aus dem erhitzten Reagenzglas ist mit einer Pipette anzusaugen und in die Salpetersäure der Vorlage zu drücken.

Die Salpetersäure wird für weitere Experimente benötigt. Beschrifte das Aufbewahrungsgefäß!

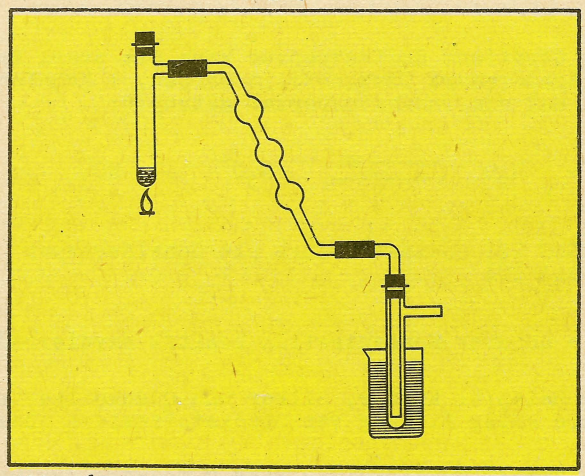


Abb. 65 Darstellung von Salpetersäure

AUSWERTUNG

Wird Kaliumnitrat in Anwesenheit von Schwefelsäure erhitzt, erfolgt folgende Umsetzung:

$$KNO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow KHSO_4 + HNO_3$$

Kalium-nitrat	Schwefel-säure	Kalium-hydrogen-sulfat	Salpeter-säure

Das beobachtete braune Gas entsteht beim Erhitzen von gebildeter Salpetersäure. Es ist Stickstoffdioxid (NO_2), welches in Wasser gelöst wieder zur Bildung von Salpetersäure führt:

$$2\,\overset{+4}{N}O_2 + H_2O \longrightarrow \overset{+5}{H}NO_3 + \overset{+3}{H}NO_2$$

Stick-stoff-dioxid		Salpeter-säure	salpetrige Säure

Bei dieser Reaktion der Umsetzung des braunen Gases mit Wasser erfolgt sowohl die Oxydation als auch die Reduktion des Stickstoffs ausgehend vom Stickstoffdioxid.

Der Stickstoff der Salpetersäure wurde oxydiert, der der salpetrigen Säure reduziert.

V o r s i c h t beim Umgang mit Salpetersäure!

EXPERIMENT 222 Saure Reaktion der Salpetersäure

Mit Hilfe eines Streifens Unitestpapier kann die stark saure Reaktion der Salpetersäure festgestellt werden. 1 Tropfen Salpetersäure wird auf das Indikatorpapier getropft:

$$HNO_3 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + NO_3^-.$$

EXPERIMENT 223 und 224 Salpetersäure als Scheidewasser

Salpetersäure in höherer Konzentration besitzt oxydierenden Charakter!

Metalle wie zum Beispiel Kupfer, Silber und Quecksilber werden von Salpetersäure unter Bildung von Stickstoffoxiden chemisch umgesetzt.

Zu einem halben Spatel Kupferpulver sind 2 Tropfen der hergestellten Salpetersäure zuzutropfen.

Kupfer wird chemisch umgesetzt. Es bildet sich über dem Kupfer ein braunes Gas. Die entstehende Kupfernitratlösung ist ähnlich blau gefärbt wie die bisher hergestellten Kupfersalzlösungen:

$$8\ \overset{+5}{H}\overset{}{N}O_3 + 3\ \overset{\pm 0}{Cu} \longrightarrow 3\ \overset{+2}{Cu}(NO_3)_2 + 4\ H_2O + 2\ \overset{+2}{N}O$$

Kupfer(II)-nitrat — Wasser — Stickstoffmonoxid

Stickstoffmonoxid ist ein farbloses Stickstoffoxid, welches sich mit Luftsauerstoff zu Stickstoffdioxid (braunes Gas) umsetzt.

Salpetersäure wird aufgrund seiner oxydierenden Wirkung auch als Scheidewasser bei der Trennung von Gold und Silber verwendet. Gold wird im Gegensatz zu Silber von konzentrierter Salpetersäure chemisch nicht angegriffen.

Dagegen löst ein Gemisch von konzentrierter Salpetersäure und konzentrierter Salzsäure (1:3) den König der Metalle - das Gold - auf, und deshalb wird diese Säurelösung auch als Königswasser bezeichnet. Auch Platin kann mit Königswasser gelöst werden.

1 Tropfen des Kupfer(II)-nitrats wird auf das Uhrglas gegeben. Es bilden sich nach längerer Zeit (nach Verdunsten des Wassers) Salzkristalle.

EXPERIMENT 225 Salpetersäure reagiert auch mit Blei

Der Rest der hergestellten Salpetersäure wird zu einem kleinen Stück Blei, welches wir mit der Zange vom Bleistück abbrechen, gegeben.

Auch Blei reagiert bei vorsichtigem Erwärmen mit der Salpetersäure. Blei setzt sich mit Salpetersäure zu Blei(II)-nitratlösung und Stickstoffmonoxid um, welches weiter zu Stickstoffdioxid reagiert:

$$3\ Pb + 8\ \overset{+5}{H}\overset{}{N}O_3 \longrightarrow 3\ \overset{+2\ +5}{Pb}(NO_3)_2 + 2\ \overset{+2}{N}O + 4\ H_2O.$$

Die entstandene Blei(II)-Nitratlösung ist durch vorsichtiges Verdampfen einzuengen. Die konzentrierte Lösung wird auf die Uhrglasschale gegeben. Es bilden sich nach längerem Stehen durchsichtige Salzkristalle.

Die Blei(II)-nitratkristalle benötigen wir für das Experiment 251. V o r s i c h t ! Bleisalze sind g i f t i g !

EXPERIMENT 226 Weitere Bleisalze

Auf der Magnesiarinne wird ein kleines Stück Blei über einer Herdflamme kräftig erhitzt (vgl. Experiment 123).
Das gelbe Blei(II)-oxid kann von der Magnesiarinne mit Hilfe von Salzsäure gut, mit Essigsäure (Essigessenz) zum Teil entfernt werden.

Dazu gibt man in das Becherglas 1 cm^3 Säure und taucht die Magnesiarinne mit dem Blei(II)-oxid ein.

Es bildet sich eine Lösung von Blei(II)-chlorid oder Bleiacetat. Salze der Essigsäure werden als Acetate bezeichnet. Diese Bleisalzlösung sollte für das Experiment 230 aufgehoben werden.

EXPERIMENT 227 Aus zwei Gasen entsteht ein Salz

Reagieren die Salze Ammoniak und Chlorwasserstoff miteinander, so entsteht ein weißer Nebel, welcher aus dem Salz Ammoniumchlorid besteht.

Darstellung von AMMONIAK	Darstellung von CHLORWASSERSTOFF
10 Spatel Ammoniumcarbonat werden in ein Reagenzglas mit Seitenrohr gegeben.	5 Spatel Kochsalz sind mit 2 Tropfen Schwefelsäure zu versetzen.

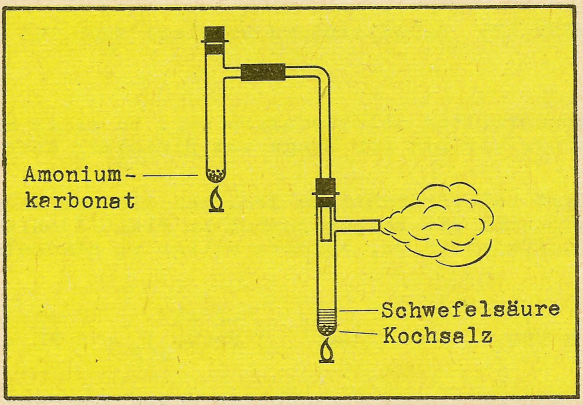


Abb. 66 Darstellung von Ammoniumchlorid

Zuerst wird Kochsalz mit der Schwefelsäure kräftig 15 sec. erhitzt. Dann erfolgt abwechselnd das Erhitzen von Ammoniumcarbonat und Kochsalz. Zu beobachten ist am Seitenrohr des unteren Reagenzglases eine starke Nebelentwicklung. Ammoniumchlorid ist entstanden!

REAKTION 1: $(NH_4)_2CO_3 \longrightarrow 2\ NH_3 + CO_2 + H_2O$

Ammoniumkarbonat	Ammoniak	Kohlendioxid	Wasser

REAKTION 2: $2\ NaCl + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2\ HCl$

Natriumsulfat — Chlorwasserstoff

REAKTION 3: $NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl$

Ammoniumchlorid

EXPERIMENT 228 Bildung eines schwerlöslichen Salzes

Im Experiment 227 konnte in größeren Mengen Ammoniak durch thermisches Zersetzen von Ammoniumcarbonat hergestellt werden. Die Reaktionsgleichung zur Reaktion 1 sagt aber aus, daß ein zweites Gas entsteht, das Kohlendioxid. Wir wollen einen typischen Nachweis für Kohlendioxid kennenlernen.

Immer dann, wenn das Kohlendioxid in Kalkwasser ($Ca(OH)_2$) eingeleitet wird, entsteht ein weißer Niederschlag.

Kalkwasser wird nach der Vorschrift der Experimente 177 und 178 hergestellt. Günstig wirkt sich das kurze Erwärmen des Wassers und Calciumoxids aus. Wir arbeiten danach mit einer ähnlichen Apparatur wie im Experiment 227 weiter. Das Einleitungsrohr reicht jedoch bis zum Boden des Reagenzglases.

5 Spatel Ammoniumcarbonat werden erhitzt. Die Gase sind in 1 cm^3 Kalkwasser einzuleiten.

Es entsteht ein weißer, schwerlöslicher Niederschlag:

$Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow CaCO_3 + H_2O$

Calciumhydroxid — Kohlendioxid — Calciumcarbonat — Wasser

Der Niederschlag wird im folgenden Experiment untersucht!

EXPERIMENT 229 Calciumcarbonat ist das Salz einer schwachen Säure

Zu dem weißen, schwerlöslichen Niederschlag sind einige Tropfen Salzsäure zu geben.

Starke Gasentwicklung setzt kurz ein. Es entsteht eine klare Lösung:

$CaCO_3 + 2\ HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$

Calciumcarbonat — Salzsäure — Calciumchlorid — Wasser — Kohlendioxid

Der Säurerest der Salzsäure ersetzt den Säurerest der Kohlensäure. Man sagt auch: Die schwererflüchtige Säure verdrängt die leichterflüchtige Säure aus ihrem Salz.

Wir können uns deshalb auch merken, daß Carbonate immer durch solche Säuren wie die Salzsäure, Salpetersäure bzw. Schwefelsäure zersetzt werden. Auf diesem Wege sind größere Mengen an Kohlendioxid darstellbar.

12.2. NACHWEIS EINIGER METALLE IN SALZEN

EXPERIMENT 230 Ein schwarzes Salz fällt aus einer farblosen Salzlösung aus

In einem Gasentwickler wird nach der Vorschrift des Experimentes 42 (vgl. auch Experiment 166) Schwefelwasserstoff (V o r s i c h t g i f t i g !) in kleineren Mengen (4 Tropfen HCl) hergestellt und sofort in einen Gaswäscher eingeleitet, in welchem sich Blei(II)-chlorid oder Bleiacetatlösung befindet. Beim Einleiten des Schwefelwasserstoffs entsteht ein schwerlöslicher, schwarzer Niederschlag.

Überschüssiger Schwefelwasserstoff wird in das mit Aktivkohle gefüllte U-Rohr eingeleitet, indem statt des Gaswäschers das U-Rohr an den Gasentwickler angeschlossen wird.

Der Gaswäscher ist sofort unter fließendem Wasser zu reinigen!

$$PbCl_2 + H_2S \longrightarrow PbS + 2\,HCl$$

Blei(II)-chlorid	Schwefelwasserstoff	Blei(II)-sulfid	Chlorwasserstoff.

Blei(II)-sulfid ist ein Salz der Schwefelwasserstoffsäure.

EXPERIMENT 231 Ein schwarzes Salz-Kupfer(II)-sulfid

Wiederum wird Schwefelwasserstoff benötigt.
An den Gasentwickler ist ein Gaswäscher anzuschließen, in welchem sich blaugefärbte Kupfer(II)-sulfatlösung (herzustellen nach Experiment 220) befindet.

Durch Einleiten von Schwefelwasserstoff (V o r s i c h t g i f t i g !) entsteht ein schwarzer, schwerlöslicher Niederschlag von Kupfer(II)-sulfid:

$$CuSO_4 + H_2S \longrightarrow CuS + H_2SO_4$$

EXPERIMENTE 232 bis 234 Flammenprobe

Nachweis von
K a l i u m

Gib auf die Uhrglasschale 1 Spatel Kaliumnitrat. Tropfe 1 Tropfen Salzsäure auf das Salz.

Das Magnesiastäbchen wird bis zur Rotglut an der Spitze erhitzt. Dann ist die Spitze so in das Salz einzutauchen, daß einige Kristalle am Magnesiastäbchen haften. Nun ist das Magnesiastäbchen wieder in die Flamme zu halten.

Das Vorhandensein von Kalium wird durch eine typisch violette Flammenfärbung angezeigt.

Nachweis von
K u p f e r

Nachdem die Magnesiastäbchenspitze ausgeglüht ist, wird sie in ein selbst hergestelltes Kupfersalz (aus Experiment 220) eingetaucht.

Kupfer wird durch eine blaugrüne Flamme angezeigt.

Nachweis von
N a t r i u m

Ebenfalls nach dem Ausglühen des Magnesiastäbchens wird die Spitze in ein Natriumsalz (Natriumsulfat) eingetaucht. Die Flamme ist bei Vorhandensein von Natrium kräftig gelb gefärbt.

Sollen neue Flammenproben durchgeführt werden, ist die Magnesiastäbchenspitze abzubrechen, denn Natriumsalze sind durch Ausglühen des Magnesiastäbchens schwer zu verdampfen.

EXPERIMENTE 235 bis 238 B u n t e P e r l e n
Boraxperle

Der Chemiker nutzt die Möglichkeit, durch sogenannte Vorproben erste Hinweise für die Zusammensetzung von Stoffen zu erhalten, um dann durch komplizierte Analysen exakt jedes Element zu bestimmen. So gibt es u.a. für folgende Metallkationen, die in Salzen vorliegen, eine Vorprobe, die mit Hilfe von Natriumtetraborat (Borax) ermöglicht wird:

Co^{2+}	(Kobalt-Ionen)	dunkelblaue Boraxperle
Fe^{2+}	(Eisen -Ionen)	gelbbraune Boraxperle
Cu^{2+}	(Kupfer-Ionen)	hellblaue Boraxperle

In das trockene Becherglas werden 20 Spatel Borax gegeben. Auf dem Uhrglas befinden sich je 1 Spatelspitze Kobalt(II)-chlorid, Fe(II)-sulfat, Kupfer(II)-sulfat oder ein anderes Kupfersalz.

Die Spitze des Magnesiastäbchens ist bis zur Rotglut zu erhitzen und dann in Borax einzutauchen. Günstig ist es, wenn größere Mengen von Borax am Magnesiastäbchen haften bleiben.

Das Magnesiastäbchen mit dem anhaftenden Borax ist nun wiederum zu erhitzen. Es entsteht eine glasklare Perle. Diese Perle ist in das Kobaltsalz kurz einzutauchen. Es sollte nur ein Kriställchen an der Boraxperle haften bleiben. Nochmals ist die Perle längere Zeit bis zur Rotglut zu erhitzen, wobei das Magnesiastäbchen langsam gedreht werden sollte.

Nach dem Abkühlen bist Du im Besitz einer dunkelblauen Boraxperle.

Die abgekühlte Perle ist vom Magnesiastäbchen abzubrechen. Nun kann eine weitere, anders gefärbte Boraxperle - wie beschrieben - hergestellt werden.

Für weitere Boraxperlen sind auch ein Kupferdraht bzw. eine ausgeglühte Büroklammer statt des Magnesiastäbchens einsetzbar.

EXPERIMENT 239 Nachweis für Aluminium:

Thenards Blau

Auf die Magnesiarinne ist 1 Tropfen aluminiumhydroxidhaltige Lösung zu geben. (Herstellung nach Experiment 190).

Eine sehr verdünnte Kobaltchloridlösung ist herzustellen. 1 Tropfen dieser Lösung ist auf die sich auf der Magnesiarinne befindliche Hydroxidlösung zu tropfen.

Die beiden Lösungen sind zu erhitzen.

Es bildet sich ein feinkristalliner blauer Rückstand, Thenards Blau. Diese Reaktion verweist auf das Vorhandensein von Aluminium.

A u f p a s s e n ! Ist die Kobaltchloridlösung zu konzentriert, bildet sich ein schwarzer Rückstand! Thenards Blau kann mit 2 Tropfen Salzsäure gelöst werden.

EXPERIMENT 240 Nachweis für Zink:

Rinmanns Grün

Im Reagenzglas lassen wir 1 Spatel Zinkpulver mit 0,5 cm^3 Salzsäure reagieren. Wenn die Gasentwicklung beendet ist, liegt eine zinkchloridhaltige Lösung vor, zu der einige Tropfen Natronlauge gegeben werden (Vergleiche Experiment 190).

Es entsteht eine zinkhydroxidhaltige Lösung. 1 Tropfen davon wird auf die Magnesiarinne gegeben, mit 1 Tropfen sehr verdünnter Kobaltchloridlösung versetzt und erhitzt.

Es bildet sich ein grüner, fester Rückstand, der typisch für das Vorhandensein von Zink ist.

12.3. NACHWEIS EINIGER SÄUREREST-IONEN

Auch zum Nachweis der Säurerest-Ionen gibt es viele moderne Methoden. Im Rahmen unserer Möglichkeiten lernen wir einige typische Nachweismöglichkeiten kennen. Dabei verwenden wir keine Stoffgemische, sondern immer ein reines Salz.

Der Chemiker jedoch hat die Aufgabe, aus einer unbekannten Substanz sämtliche Kationen und Anionen zu bestimmen.

Da die zu analysierenden Substanzen auch Metall-Ionen enthalten können, die die Nachweisreaktionen der Anionen stören könnten, wird der Sodaauszug durchgeführt. Für dieses Verfahren wird Natriumcarbonat (Soda) zum unbekannten Stoff (Ursubstanz) gegeben. Das Stoffgemisch wird mit destilliertem Wasser versetzt und dann in einem Kochbecher längere Zeit gekocht. Die störenden Metallionen (Calcium, Kupfer, Kobalt z.B.) werden dabei als schwerlösliche Metallcarbonate von den nachzuweisenden Anionen getrennt.

Nach dem Kochen (ca. 10 Minuten) ist die Lösung von dem schwerlöslichen Rückstand durch Filtrieren zu trennen. Im Filtrat (Sodaauszug) sind außer dem Carbonat alle Anionen nachweisbar.

Wir wollen nun jedoch zuerst einige einfache Nachweisreaktionen an Beispielen kennenlernen, bei denen keine Metallionen störend wirken.

EXPERIMENT 241 Erster Hinweis für carbonathaltige Stoffe

Auf dem Uhrglas werden je 1 Spatel Natriumcarbonat und Ammoniumcarbonat mit 1 Tropfen Salzsäure versetzt. Die sofort eintretende Gasentwicklung ist ein Hinweis auf Carbonatgehalt des untersuchten Stoffes.

EXPERIMENT 242 Nachweisreaktion für Carbonat-Ionen

Im Gasentwicklungsapparat (Abb. 1) wird zu 3 Spatel Natriumcarbonat 5 Tropfen Salzsäure zugetropft. Das freigesetzte Gas wird in 1 cm^3 Kalkwasser (Herstellung nach Experiment 177), welches sich im Reagenzglas befindet, eingeleitet. Im Kalkwasser bildet sich ein weißer Niederschlag - Calciumcarbonat.

Reaktion im Gasentwickler:

$$Na_2CO_3 + 2\,HCl \longrightarrow 2\,NaCl + H_2O + CO_2$$

Reaktion im Gaswäscher:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow CaCO_3 + H_2O$$

EXPERIMENT 243 Carbonathaltige Stoffe

Viele Stoffe in der Natur enthalten Calciumcarbonat.

Typische Erscheinungsformen von Calciumcarbonat sind Kalkstein, Kreide und Marmor.

Kalkstein in Form von Muschelkalk besteht vor allem aus den Schalenresten fossiler (ausgestorbener) Schnecken und Muscheln. Kreide hat sich in der Kreidezeit aus den Resten von Kleinlebewesen herausgebildet. Kreide wird aufgrund seiner abfärbenden Eigenschaften z.B. für zeichnerische Zwecke verwendet.

Vor allem Kalkstein und auch Kreide sind u.a. durch Tone verunreinigt. Dagegen besteht Marmor aus sehr reinem, feinkristallinem Calciumcarbonat.

Beim vielfachen Kochen von calciumcarbonathaltigem Wasser bildet sich Kesselstein. In Kalkgebirgen entwickeln sich in Höhlen beim Verdunsten von calciumcarbonathaltigem Wasser (hartes Wasser) Tropfsteine.

Schlemmkreide, Kesselstein, Eierschale, Schneckengehäuse, Backpulver usw. sind auf Carbonatgehalt nach Experiment 241 zu untersuchen!

EXPERIMENT 244 Ringprobe

1 Spatel Kaliumnitrat ist in 1 cm^3 Wasser zu lösen.
Zur Lösung geben wir 2 Spatel Eisen(II)-sulfatlösung und 2 Tropfen Schwefelsäure.

Mit dem Gummistopfen ist das Reagenzglas zu verschließen und gut zu schütteln.

Nun ist die nitrathaltige Schwefelsäure mit etwas konzentrierter Schwefelsäure zu unterschichten. Konzentrierte Schwefelsäure ist nochmals herzustellen.

Dazu werden 6 cm^3 Schwefelsäure nach Experiment 160 aufkonzentriert. Einige Tropfen Schwefelsäure werden für das Experiment 245 benötigt.

Für den Nitratnachweis sind die Hinweise in Abb. 67 zu berücksichtigen.

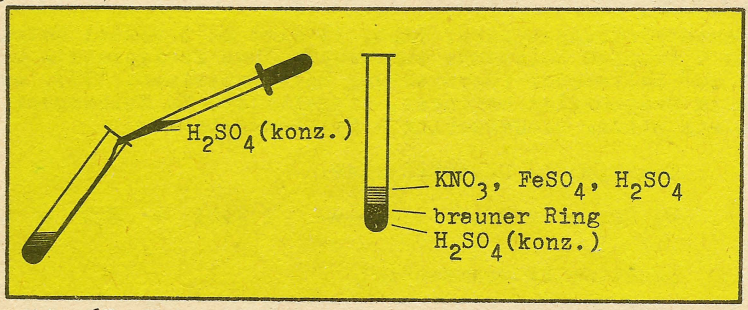


Abb. 67 Unterschichten mit konzentrierter Schwefelsäure

Nachdem mit konzentrierter Schwefelsäure unterschichtet wurde, bildet sich an der Berührungszone zwischen der konzentrierten Schwefelsäure und der Probelösung ein brauner Ring.

Dieser braune Ring ist ein Hinweis auf Nitrat-Ionen.

Was geschieht bei dieser Farbreaktion?

1. REAKTION:

$$6FeSO_4 + 4H_2SO_4 + 2KNO_3 \longrightarrow 3Fe_2(SO_4)_3 + 2NO + 4H_2O + K_2SO_4$$

2. REAKTION:

Das entstandene NO reagiert mit überschüssigem $FeSO_4$ zum farbigen Komplexsalz Nitrosoeisen(II)-sulfat.

$$FeSO_4 + NO \longrightarrow Fe(NO)\ SO_4$$

braun Ring von Nitrosoeisen(II)-sulfat

EXPERIMENT 245 Nachweis für Borsäure

In einem Reagenzglas sind zu 1 Spatel Natriumtetraborat 0,5 cm^3 Brennspiritus und 2 Tropfen konzentrierter Schwefelsäure zu geben.

V o r s i c h t i g ist das Reagenzglas mit Hilfe des Reagenzglashalters in der Brennerflamme zu erhitzen (Reagenzglas nicht auf Personen richten! Schutzbrille!).

Nach kurzer Zeit wird der Versuch unternommen, die sich bildenden Dämpfe an der Reagenzglasöffnung zu entzünden. Eine grüngefärbte Flamme bildet sich immer, wenn Bor bzw. der Säurerest der Borsäure in der Analysesubstanz enthalten sind.

Das Reagenzglas muß immer wieder vorsichtig erhitzt werden.

12.4. WIR BEENDEN UNSEREN AUSFLUG IN DIE C H E M I E

EXPERIMENT 246 Schwebendes Becherglas

15 ml Kalkwasser sind nach Experiment 177 herzustellen. Im Gasentwickler wird aus 0,5 cm^3 Salzsäure und 0,5 cm^3 Natriumcarbonat durch vorsichtiges Zutropfen von Salzsäure Kohlendioxid entwickelt und in das Becherglas über das Kalkwasser geleitet. Das Einleitungsrohr taucht nicht in das Kalkwasser ein!

Ist die Gasentwicklung zu Ende, deckt man das Becherglas mit dem Handballen dicht ab und schüttelt dabei das Becherglas kräftig.

Kohlendioxid setzt sich mit dem Kalkwasser (vgl. Experiment 242) um. Es entsteht ein Unterdruck, der dazu führt, daß das Becherglas an den Handballen angesaugt wird.

EXPERIMENT 247 Ein schweres Gas

Die Dichte des Kohlendioxids ist etwa anderthalb mal so groß wie die der Luft. Daher sammelt sich Kohlendioxid am Boden an. In Gärkellern und Brunnenschächten muß diese Tatsache beachtet werden. Warum, das soll der folgende Versuch zeigen!

Im Erlenmeyerkolben sind 3 cm^3 Natriumcarbonat (auch andere Carbonate; Backpulver usw. sind geeignet) einzufüllen.

Das Einleitungsrohr, das am Seitenrohr des Erlenmeyerkolbens angebracht wird, taucht bis zum Boden der pneumatischen Wanne, die trocken ist, ein.

In der pneumatischen Wanne wird eine 1/2 cm hohe Kerze entzündet.

Durch Zugabe von 5 ml Salzsäure zum Carbonat mittels Becherglas wird die Kohlendioxidentwicklung eingeleitet. Nach vollständigem Zutropfen der Säure erfolgt das gasdichte Abdichten des Erlenmeyerkolbens mit Hilfe der Gummistopfen.

Die Kerzenflamme erlischt nach einer gewissen Zeit. Kohlendioxid besitzt eine höhere Dichte als Luft und wirkt erstickend.

In der "Hundsgrotte" von Neapel ersticken zum Beispiel Hunde wegen des in die Höhle strömenden Kohlendioxids, Menschen können die Höhle jedoch ungehindert durchschreiten.

EXPERIMENT 248 Sternfeuerwerk

Folgendes Gemisch ist auf dem Uhrglas herzustellen:

5 cm^3	Kaliumnitrat
1,5 cm^3	Stärkemehl
2,5 cm^3	Eisenpulver
1 cm^3	Aluminiumpulver.

Mit etwas heißem Wasser wird das Gemisch zu einem steifen Brei verrührt.

Eine aufgebogene Büroklammer oder ein Eisendraht sind mit diesem Brei zu überziehen. Zum Anfassen muß natürlich ein Stück des Drahtes vorgesehen werden.

Nach dem Trocknen des Breies am Metalldraht kann an der Metalldrahtspitze das Gemisch entzündet werden.

Das Trocknen dauert mehrere Stunden!

Das Abbrennen erfolgt im Freien!

EXPERIMENT 249 Eisensterne

Etwas Eisenpulver läßt man, zwischen den Fingern zerrieben, in die Brennerflamme fallen.

Aufgrund der großen Oberfläche der kleinen Eisenteilchen reagieren diese heftig in der Brennerflamme mit dem Luftsauerstoff. Grobe Eisenspäne sind für diesen Versuch ungeeignet.

EXPERIMENT 250 Pflanzenähnliche Gebilde

Ein Reagenzglas wird bis zu einer Höhe von 2 cm mit Wasserglas gefüllt.

In das Wasserglas wird ein Kristall Kobalt(II)-chlorid geworfen. Das Salz muß untertauchen!

Nach kurzer Zeit entwickelt sich aus dem Kristall ein pflanzenähnliches Gebilde. Es wächst ständig nach oben. Kobaltchlorid hat das Bestreben, sich in Wasser zu lösen. Da jedoch Wasser ungelöst im Wasserglas vorliegt, bilden sich darin Wasserkanäle. Durch diese wachsen die Salze!
Weitere Salze zeigen ähnliches Bestreben, sich in vorhandenen Wasserkanälen zu lösen. Wir empfehlen u.a. Eisen(II)-sulfat, Kupfer(II)-sulfat, Kaliumpermanganat.

EXPERIMENT 251 Blei(II)-nitrat verträgt keine Wärme

Im Experiment 225 erhielten wir Blei(II)-nitratkristalle. Diese geben wir in ein Reagenzglas mit Seitenrohr, an welches ein Einleitungsrohr anzuschließen ist. Dieses taucht in ein mit 1 cm^3 Wasser gefülltes Reagenzglas ein.

Das Reagenzglas mit Seitenrohr ist mit einem Gummistopfen zu verschließen.

Das Blei(II)-nitrat wird erhitzt.

Beim Erhitzen zerfällt das Salz unter Knistern in Blei(II)-oxid, Stickstoffdioxid und Sauerstoff.

$$2Pb(NO_3)_2 \longrightarrow 2\ PbO + 4\ NO_2 + O_2.$$

Sauerstoff ist mit der Spanprobe im Reagenzglas über dem Wasser nachweisbar. Stickstoffdioxid ist an der rotbraunen Färbung zu erkennen. Es ist in Wasser gut löslich und reagiert dabei zu Salpetersäure und salpetriger Säure:

$$2\ NO_2 + H_2O \longrightarrow HNO_3 + HNO_2$$

Der Nachweis für die saure Reaktion in der wäßrigen Lösung des Reagenzglases kann mit Indikatorpapier erfolgen.
Im Reagenzglas mit Seitenrohr erkennen wir gelbes Blei(II)-oxid.

Zwei Varianten zu seiner Entfernung bieten sich an:

1. Blei(II)-oxid reagiert mit Salzsäure zu wasserlöslichem Blei(II)-chlorid.

2. Über einen Umweg ähnlich dem experimentellen Vorgehen in den Experimenten 121 und 123 kann Blei(II)-oxid durch Wasserstoff zu elementarem Blei reduziert werden. Blei ist durch Salpetersäure in wasserlösliches Blei(II)-nitrat zu überführen.

Der Kreis zum Ausgangsstoff unseres Experimentes 251 würde sich so schließen.

EXPERIMENT 252 Reaktion von Kobalt(II)-chlorid mit Wasserstoff

In einem weiteren Experiment stellen wir das Metall Kobalt in geringen Mengen her.

Dabei gehen wir von Kobalt(II)-chlorid aus, in welchem Kobalt als zweifach positiv geladenes Kation vorliegt. Kobalt müssen also Elektronen zugeführt werden.

Als Reduktionsmittel lernten wir Wasserstoff kennen. Im Gasentwickler (vgl. Abb. 1) entwickeln wir aus Zink und Salzsäure Wasserstoff.

Kobalt(II)-chlorid befindet sich am Ende des Glührörchens, welches an den Gasnetwickler anzuschließen ist. Im Glasrohr des Glührohres befindet sich eine Rückschlagsicherung. Bist Du nicht sicher, ob die von Dir erstellte Geräteanordnung richtig ist, lohnt sich ein Vergleich mit der Abb. 46 (Experiment 121).

Nachdem die Apparatur ordentlich mit Wasserstoff durchspült wurde (nach etwa 1 Minute), ist die Knallgasprobe durchzuführen.

Enthält die Apparatur keinen Luftsauerstoff mehr, kann Kobalt(II)-chlorid erhitzt werden.

Es entsteht schwammiges, graues Kobalt.

Der entstehende Chlorwasserstoff kann mit Ammoniak in Form sich bildender Ammoniumchloridnebel nachgewiesen werden.

$$CoCl_2 + H_2 \longrightarrow Co + 2\,HCl$$

EXPERIMENT 253 Kobalt reagiert mit Salzsäure

Das Glührörchen ist mit Salzsäure zu reinigen. Bei der Umsetzung des elementaren Kobalts entsteht unter Wasserstoffentwicklung eine hellrote Lösung, in der Kobalt in einem Komplexsalz chemisch gebunden vorliegt:

$$Co + 2\,HCl + 6\,H_2O \longrightarrow [Co(H_2O)_6]\,Cl_2 + H_2$$

Hexaquokobalt (II)-chlorid

EXPERIMENT 254 Farbänderung beim Erhitzen

0,5 cm^3 der hergestellten Kobaltlösung werden v o r s i c h t i g erhitzt.

Die Lösung wird beim vorsichtigen Eindampfen dunkelblau. Beim Abkühlen bzw. bei Zugabe von etwas Wasser entsteht wieder die hellrote Salzlösung.

$$2\,[Co(H_2O)_6]\,Cl_2 \underset{\text{Abkühlen/ Zugabe von Wasser}}{\overset{\text{Erhitzen}}{\rightleftharpoons}} Co\,[Co(Cl)_4] + 12\,H_2O$$

Hexaquo-kobalt(II)-chlorid		Kobalt(II)-tetra-chlorokobaltat (II)
hellrot		dunkelblau

13 EIN ABSCHLIESSENDES WORT

Du hast nun alle Experimente durchgeführt und dabei einen Einblick in viele chemische Vorgänge erhalten.

Am Ende des A u s f l u g e s i n d i e C h e m i e stellst Du sicherlich fest: Die mit dem "Experimentierkasten-Chemie" realisierten chemischen Experimente dienten der unmittelbaren Vermittlung von Wissen ebenso wie der Entwicklung des praktischen Könnens, aber auch der Ausbildung von Interessen, Charaktereigenschaften und Verhaltensweisen.

Wir hoffen, daß Du viel gelernt hast und daß Du Deine erworbenen Kenntnisse allseitig anwendest.

Denke daran, die Chemie spielt im täglichen Leben eine große Rolle. Nutze deshalb auch künftig jede Möglichkeit, Dein Wissen über die chemischen Vorgänge zu erweitern!

M U S T E R P R O T O K O L L

Aufgabe	Datum

VORÜBERLEGUNGEN

Vorüberlegungen zur Theorie und zum Vorgehen beim Durchführen des Experimentes. Ableiten von Vermutungen und Voraussagen.

GERÄTE und CHEMIKALIEN Aufzählung	GERÄTEANORDNUNG Skizze, falls erforderlich
DURCHFÜHRUNG Darstellen wichtiger Tätigkeiten in richtiger Reihenfolge	BEOBACHTUNGEN Notieren der beobachteten Erscheinungen

AUSWERTUNG

Deuten der Beobachtungen (Erkennen der Ursachen für das Eintreten experimenteller Erscheinungen, Anwenden bekannter Gesetzmäßigkeiten), Vergleichen der Vermutungen mit den Ergebnissen, Entwickeln chemischer Gleichungen

LITERATURANGABEN

Zur weiteren Vertiefung Deines erworbenen Wissens kannst Du folgende Bücher und Broschüren benutzen:

Autorenkollektiv: Chemie - Schülerexperimente für die Klassen 7 und 8, Volk und Wissen Volkseigener Verlag Berlin, 1980

Autorenkollektiv: Chemie - Schülerexperimente für die Klassen 9 und 10, Volk und Wissen Volkseigener Verlag Berlin, 1984

Autorenkollektiv: Chemische Schulexperimente Band 3, Volk und Wissen Volkseigener Verlag Berlin, 1983

Eckhardt, H.: Aufbau und Struktur der Atomhülle, Periodensystem und Bindung, Volk und Wissen Volkseigener Verlag Berlin, 1966

Keune, H. und Filbry, W.: Chemische Schulexperimente, Band 2, Volk und Wissen Volkseigener Verlag Berlin, 1982

Keune, H. und Kuhnert, R.: Chemische Schulversuche, Teil 4 - Halbmikrotechnik, Volk und Wissen Volkseigener Verlag Berlin, 1972

Weissmantel und Grosse: Chemie des Alltags - Chemie selbst erlebt, Urania Verlag Leipzig-Jena-Berlin, 1974

Notizen

Notizen

Notizen

Notizen

Herausgeber:
VEB Kombinat Technisches Glas Ilmenau
Abt. Werbung und Messen
Druck:
Druckerei Freies Wort Suhl, Bt. „Karl Zink“ Ilmenau
1265-E-V2-11-Ag742-218-87